

ХИМИЯ

УЧЕБНЫЕ ТАБЛИЦЫ



Формулы

Понятия

Законы

8-11
КЛАССЫ

ОСНОВНЫЕ ТЕМЫ ШКОЛЬНОГО КУРСА
В ВИДЕ НАГЛЯДНЫХ ТАБЛИЦ



А. И. Трофимова

ХИМИЯ

УЧЕБНЫЕ ТАБЛИЦЫ



8-11
классы



Москва 2021

УДК 373.5:54
ББК 24я721
Т76

Макет подготовлен при содействии ООО «Айдиономикс».

Трофимова, Алёна Игоревна.

Т76 Химия / А. И. Трофимова. — Москва : Эксмо, 2021. — 224 с. —
(Учебные таблицы. 5–11 классы).

ISBN 978-5-04-112305-5

В пособии основные темы школьного курса химии представлены в виде наглядных таблиц, что заметно ускоряет и упрощает процесс усвоения материала. Использование таблиц в качестве опорного конспекта не даст школьникам запутаться в большом объёме информации и позволит без труда найти ответ на интересующий их вопрос.

Книга станет незаменимым помощником учащимся 8–11 классов в подготовке к контрольным и экзаменам, а также будет полезна учителям для организации работы на уроках.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-112305-5

© Трофимова А. И., 2021
© ООО «Айдиономикс», 2021
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2021

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	5
ОБЩАЯ ХИМИЯ.....	6
Строение атома.....	6
Квантовые числа.....	7
Периодический закон Д. И. Менделеева	8
Типы химических связей.....	9
Кристаллические решётки	10
Электролитическая диссоциация	11
Гидролиз	13
Электролиз	18
Скорость химических реакций	20
Химическое равновесие	21
Классификация реакций	22
Каталитические реакции.....	24
Формулы для расчётных задач	27
Методы разделения и очистки веществ	29
Химическая посуда.....	31
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	35
Оксиды.....	35
Кислоты.....	39
Основания	44
Амфотерные оксиды и гидроксиды.....	47
Соли.....	51
Реакции ионного обмена.....	61
Водород.....	62
Элементы VII группы.....	68
Элементы VI группы.....	78
Элементы V группы и их соединения	87
Элементы IV группы и их соединения.....	96
Металлы.....	103
Типичные окислители.....	124
Типичные восстановители.....	128
Промышленное получение серной кислоты	132
Промышленное получение аммиака	133

Применение неорганических веществ.....	133
Тривиальные названия неорганических веществ.....	138
Цвета некоторых неорганических веществ.....	141
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	143
Алканы.....	143
Алкены.....	145
Алкадиены.....	147
Алкины.....	149
Циклоалканы.....	151
Арены.....	153
Спирты.....	157
Фенол.....	163
Альдегиды и кетоны.....	166
Карбоновые кислоты.....	170
Сложные эфиры.....	175
Химические свойства углеводов.....	177
Амины.....	180
Анилин.....	183
Аминокислоты.....	185
Именные реакции в органической химии.....	187
Качественные реакции на катионы.....	189
Качественные реакции на анионы.....	193
Качественные реакции на органические вещества.....	196
Применение органических веществ.....	206
Тривиальные названия органических веществ.....	211
Цвета некоторых органических веществ.....	222

ВВЕДЕНИЕ

Данное пособие является помощником в изучении, систематизации и обобщении знаний по химии за курс средней школы. Материал представлен в наглядной и удобной для восприятия форме — в виде таблиц, что существенно упрощает его запоминание.

Книга состоит из трёх глав: «Общая химия», «Неорганическая химия» и «Органическая химия». В первой главе содержатся основные сведения о теории строения вещества, о закономерностях протекания химических реакций и др. Во второй главе рассмотрены химические свойства и способы получения неорганических веществ, подробно разобрана химия элементов. В третьей главе доступно подаются все темы органической химии, необходимые для успешной сдачи основного и единого государственных экзаменов по химии. В книге даны ключевые химические понятия и закономерности, приведены примеры реакций, иллюстрирующие их.

Пособие предназначено для учащихся средней школы при самоподготовке к различным видам контроля, основного и единого государственных экзаменов, а также для учителей химии.

Желаем успехов на экзамене!

ОБЩАЯ ХИМИЯ

СТРОЕНИЕ АТОМА



Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Состоит из ядра и окружающего его электронного облака. Находящиеся в электронном облаке электроны несут отрицательный электрический заряд. Протоны, входящие в состав ядра, несут положительный заряд.

Элементарные частицы

		Протон	Нейтрон	Электрон
Символ		p	n	e
Заряд	у. е.	+1	0	-1
	Кл	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
Масса	а. е. м.	1,00728	1,00867	0,000549
	г (кг)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА



У каждого электрона есть свой набор четырёх квантовых чисел.

Квантовое число	Значение	Описание
Главное квантовое число, n	Любые целые значения, начиная с 1: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...	Характеризует энергию электрона, степень удаления электрона от ядра, электронный уровень. Каждому значению главного квантового числа соответствует энергетический уровень
Орбитальное (побочное) квантовое число, l	Любые целые значения от 0 до $n - 1$	Характеризует форму электронной орбитали, подуровень: 0 — s -орбиталь (форма шара); 1 — p -орбиталь (форма «объёмной восьмёрки»); 2 — d -орбиталь (имеет сложную форму); 3 — f -орбиталь (имеет сложную форму)
Магнитное квантовое число, m_l	Любые целые числа от $-l$ до $+l$	Характеризует расположение электронной орбитали в пространстве. Число орбиталей в одном подуровне определяется по формуле $2l + 1$
Спиновое квантовое число, m_s	$-1/2, +1/2$	Характеризует магнитный момент электрона, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Обозначается $\downarrow (-1/2)$ или $\uparrow (+1/2)$

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

Свойства	Изменение вниз по группе	Изменение вправо по периоду
Металлические свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
Неметаллические свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Окислительные свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Восстановительные свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
Кислотные свойства оксидов / гидроксидов	Уменьшаются	Увеличиваются
Основные свойства оксидов / гидроксидов	Увеличиваются	Уменьшаются
Кислотные свойства водородных соединений	Увеличиваются	Увеличиваются
Основные свойства водородных соединений	Уменьшаются	Уменьшаются
Заряд ядра атома	Увеличивается	Увеличивается
Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
Сродство к электрону	Уменьшается	Немонотонно увеличивается
Потенциал ионизации	Уменьшается	Немонотонно увеличивается
Электроотрицательность	Уменьшается	Увеличивается

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

Тип связи	Способ образования связи	Примеры веществ
Ковалентная полярная	Образование общих электронных пар с помощью обменного или донорно-акцепторного (ДА) механизмов. 1) Обменный механизм: $\text{H}\cdot + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{H}-\text{Cl};$ $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}.$	Кислоты, кислородсодержащие кислотные остатки. Органические соединения (связи C–H, C–O, C–N, C–Cl и др.). Бинарные соединения неметаллов
Ковалентная неполярная	2) ДА-механизм: $\text{H} : \underset{\cdot\cdot}{\underset{\text{H}}{\text{N}}} : \text{H} + \text{H}^+ \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array} \right]^+$	Простые вещества — неметаллы. Пероксиды (связь O–O). Органические соединения (связь C–C). Тиосульфаты (связь S–S)
Ионная	Полное смещение электронной пары от менее электроотрицательного к более электроотрицательному атому с образованием ионов. Ионная связь образуется при большой разности в электроотрицательности атомов. Это крайний случай ковалентной полярной связи: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$	Соли, основания, большинство оксидов металлов, бинарные соединения (металл + неметалл)
Металлическая	Обобществление электронов и свободное перемещение их в поле ядер атомов металлов. Металлы имеют небольшое число валентных электронов, которые слабо связаны с ядром и могут легко отрываться, в результате образуются катионы металла и «электронный газ»: $\text{Me}^0 \rightleftharpoons \text{Me}^{n+} + ne^-$	Металлы

КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

Тип решётки. Характер сил взаимодействия между частицами	Характерные свойства веществ	Примеры веществ
Атомный тип Ковалентная связь	Высокая твёрдость, высокие температуры плавления, хрупкость, отсутствие растворимости в воде	Алмаз C, графит C, кремний Si, бор B, германий Ge, фосфор P (красный, чёрный), B_2O_3 , B_4C , BN, SiO_2 (кремнезём, кварц, речной песок), SiC (карборунд)
Молекулярный тип Слабые межмолекулярные взаимодействия (например, водородные связи)	Малая твёрдость, низкие температуры плавления, часто имеют запах	Большинство органических веществ (кроме солей), многие неметаллы в твёрдом состоянии: сера S, азот N_2 , кислород O_2 , фуллерен C_{60} , белый фосфор P_4 , галогены, твёрдый углекислый газ, галогеноводороды
Ионный тип Ионная связь	Тугоплавкость, малая летучесть, высокая твёрдость, возможна растворимость в воде и других полярных растворителях; растворы и расплавы проводят электрический ток	Большинство солей, щёлочи, большинство оксидов металлов, алкоголяты, феноляты, соли аммония и соли аминов
Металлический тип Металлическая связь за счёт валентных электронов — «электронный газ»	Ковкость, пластичность, теплопроводность, электропроводность	Металлы

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



Электролитическая диссоциация — частичный или полный распад вещества в растворе или расплаве на положительно и отрицательно заряженные частицы — ионы.

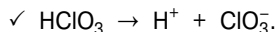
Отношение к электролитической диссоциации

Сильные электролиты		Слабые электролиты	
Класс веществ: кислоты			
HI	H ₂ SeO ₄	HCN	H ₂ SiO ₃ и другие кремниевые кислоты
HBr	HSCN	H ₂ SO ₃	H ₃ AsO ₄
HCl	HMnO ₄ , H ₂ MnO ₄	HNO ₂	H ₃ AsO ₃
H ₂ SO ₄	H ₂ CrO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇	HClO	H ₃ AlO ₃
HNO ₃	Почти все комплекс- ные кислоты: H ₃ [Fe(CN) ₆], H[AuCl ₄]	HClO ₂	H ₃ BO ₃
HClO ₄		H ₃ PO ₄ и другие фосфорные кис- лоты	H ₂ SeO ₃
HClO ₃		H ₂ CO ₃	CH ₃ COOH
HBrO ₄		HF	
		H ₂ S, H ₂ Se, H ₂ Te	

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Класс веществ: основания	
Щёлочи: LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	NH ₃ · H ₂ O, все нерастворимые основания: Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ и др.
Класс веществ: амфотерные гидроксиды	
—	Все амфотерные гидроксиды: Al(OH) ₃ , Be(OH) ₂ , Zn(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ и др.
Класс веществ: соли	
Большинство солей независимо от растворимости: NaCl, AgNO ₃ , BaSO ₄ , Ca(NO ₃) ₂	Некоторые соли, имеющие ковалентные связи: HgCl ₂ , Hg(CN) ₂ , Fe(CNS) ₃ , Cdl ₂

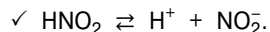
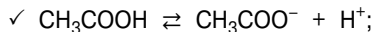


Диссоциация сильных электролитов протекает необратимо:



В растворе сильного электролита растворённое вещество находится в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Диссоциация слабых электролитов — это обратимый процесс, протекает частично:



Слабые многоосновные кислоты и слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.



Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Неэлектролиты — вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

ГИДРОЛИЗ



Гидролиз — разложение веществ под действием воды, в результате которого происходит изменение pH-среды.

Гидролиз солей

Гидролиз	Соль	Среда раствора	Химическая реакция
Не гидролизуется	Образована сильной кислотой и сильным основанием	Нейтральная	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$
По аниону	Образована слабой кислотой и сильным основанием	Кислая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
По катиону	Образована сильной кислотой и слабым основанием	Щелочная	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$
По катиону и аниону	Образована слабой кислотой и слабым основанием	Зависит от силы кислоты и основания	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Гидролиз бинарных соединений

Описание процесса	Химическая реакция
Сульфиды	
Сульфиды Me^{+3} необратимо гидролизуются до $\text{Me}(\text{OH})_3$ и H_2S	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и H_2S	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
Карбиды	
Гидролиз карбидов металлов приводит к образованию гидроксида металла и соответствующего углеводорода (метана или ацетилена)	$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$
Галогениды	
При гидролизе галогенидов фосфора и кремния образуются галогеноводороды	$\text{SiCl}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 4\text{HCl}$ $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$
При щелочном гидролизе галогенидов фосфора и кремния образуются соли	$\text{SiCl}_4 + 6\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + 4\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{PCl}_5 + 8\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 5\text{KCl} + 4\text{H}_2\text{O}$
Фосфиды	
При гидролизе фосфидов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и фосфин PH_3	$\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3$
При кислотном гидролизе фосфидов металлов IA и IIA группы образуется соль металла и фосфин PH_3	$\text{Sr}_3\text{P}_2 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{SrCl}_2 + 2\text{PH}_3$

Нитриды	
При гидролизе нитридов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и аммиак	$\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$
При кислотном гидролизе нитридов металлов образуются две соли — металла и аммония. Данная реакция является окислительно-восстановительной	$\text{K}_3\text{N} + 4\text{HCl} \rightarrow 3\text{KCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$
Гидриды	
При гидролизе гидридов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и H_2	$\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и водород	$\text{NaH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$
Силициды	
При гидролизе силицидов металлов IA и IIA группы образуется силан SiH_4	$\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SiH}_4$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и силан	$\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4$



Многие бинарные соединения способны разлагаться под действием воды. Такая реакция бинарных соединений с водой называется **необратимым гидролизом**. Необратимый гидролиз практически всегда протекает с сохранением степеней окисления всех элементов.

Гидролиз органических соединений

Класс веществ	Продукт гидролиза	Химическая реакция
Алколяты / феноляты	Спирт / фенол + щёлочь	Необратима: $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH}$. Обратима: $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH}$
Соли карбоновых кислот	Кислота + щёлочь	Реакция наиболее характерна для высших кислот: $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} + \text{NaOH}$
Производные карбоновых кислот	Сложные эфиры: кислота + спирт	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OCH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH} + \text{H}_3\text{C}-\text{OH}$
	Ангидриды: кислота	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH}$
Жиры	Глицерин + высшие карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}-\text{O}-\text{C}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}-\text{C}_{17}\text{H}_{35} \end{array} + 3\text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$
Олигосахариды / полисахариды	Моносахариды	$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Галогеналканы	Моногалогеналканы: спирт + галогеноводород	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HBr}$. Реакция обратима!
	Геминальные дигалогеналканы: альдегид / кетон + галогеноводород	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \\ \text{Br} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C} + 2\text{HBr}$
	Геминальные тригалогеналканы: карбоновая кислота + галогеноводород	$\begin{array}{c} \text{Cl} & \text{Cl} \\ & \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ & \\ & \text{Cl} \end{array} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH} + 3\text{HCl}$
	Вицинальные дигалогеналканы, тригалогеналканы и т. д.: многоатомный спирт + галогеноводород	При взаимодействии с водой равновесие смещается в сторону обратной реакции, поэтому используется щелочной гидролиз: $\begin{array}{ccc} \text{CH}_2-\text{CH}_2 & + 2\text{KOH (водн.)} \rightarrow & \text{CH}_2-\text{CH}_2 + 2\text{KCl} \\ & & & \\ \text{Cl} & & \text{OH} & \text{OH} \\ \text{1,2-дихлорэтан} & & \text{Этиленгликоль} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 & + 3\text{NaOH (водн.)} \rightarrow & \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 + 3\text{NaCl} \\ & & & & \\ \text{Cl} & & \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \\ \text{1,2,3-дихлорэтан} & & \text{Глицерин (пропантриол-1,2,3)} \end{array}$
Белки	Аминокислоты	$\left[\begin{array}{c} -\text{NH}-\text{CH}-\text{CO}- \\ \\ \text{R} \end{array} \right]_n + n\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{[\text{H}^+]} n\text{NH}_3-\underset{\text{R}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{COO}^-$

ЭЛЕКТРОЛИЗ



Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплава

Анодные процессы	
Бескислородный анион	Кислородсодержащий анион
Анион окисляется до простого вещества: $A^{n-} - n\bar{e} \rightarrow A^0$	Если элемент аниона в высшей степени окисления, то будет окисляться кислород: $2SO_4^{2-} - 4\bar{e} \rightarrow 2SO_3 + O_2$ Если элемент аниона не в высшей степени окисления, то будет окисляться элемент аниона: $SO_3^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow SO_3$
$ZnF_2 \xrightarrow{\bar{e}} Zn + F_2$ $Na_2S \xrightarrow{\bar{e}} 2Na + S$	$2CuSO_4 \xrightarrow{\bar{e}} 2Cu + 2SO_3 + O_2$ $Na_2SO_3 \xrightarrow{\bar{e}} 2Na + SO_3$



В катодных процессах независимо от активности металла восстанавливаются только катионы металла: $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$.

Электролиз растворов

Катодные процессы	
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al	Катионы металла не восстанавливаются: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$
Mn, Zn, Fe, Cr, Cd, Co, Ni, Sn, Pb	Восстанавливаются и катионы металла, и вода: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$
Cu, Bi, Ag, Hg, Pd, Pt, Au	Восстанавливаются только катионы металла: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$
Анодные процессы	
Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	Анион окисляется до простого вещества: $\text{A}^{n-} - n\bar{e} \rightarrow \text{A}^0$
F^- и кислородсодержащие анионы	Окисляются молекулы воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$
OH^- , RCOO^-	$4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $2\text{RCOO}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{R-R} + 2\text{CO}_2$



Анион — отрицательный ион.

Катион — положительный ион.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Фактор, влияющий на скорость	Влияние
Природа реагирующих веществ	Например, более активные металлы реагируют с водой и кислотами быстрее. Также стоит помнить про пассивацию некоторых металлов: Cr, Al, Fe
Природа растворителя	Ионные реакции быстрее протекают в полярных растворителях и растворителях с высокой диэлектрической проницаемостью, так как это повышает диссоциацию электролитов
Концентрация реагирующих веществ	Чем больше концентрация, тем чаще частицы сталкиваются между собой и тем выше скорость реакции
Температура	Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции возрастает в 2—4 раза
Давление	Давление влияет на скорость, только если в реакции присутствует хотя бы одно газообразное вещество. Скорость реакции увеличивается с увеличением давления
Катализатор	Катализатор — вещество, увеличивающее скорость реакции. Ингибитор — вещество, которое уменьшает скорость реакции
Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ	В случае гетерогенных реакций чем больше площадь соприкосновения реагентов, тем выше скорость реакции
Перемешивание	Скорость гетерогенных реакций возрастает при перемешивании, поскольку это способствует удалению из зоны реакции продуктов

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Фактор, влияющий на равновесие	Влияние
Концентрация реагентов / продуктов	При увеличении концентрации реагентов равновесие смещается в сторону продуктов, то есть прямой реакции. При увеличении концентрации продуктов равновесие смещается в сторону реагентов, то есть обратной реакции
Температура	При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, а при понижении — в сторону экзотермической
Давление	Давление влияет на равновесие, только если в реакции присутствует хотя бы одно газообразное вещество. При уменьшении давления равновесие смещается в сторону образования большего химического количества газообразных веществ. При увеличении давления — в сторону образования меньшего химического количества газообразных веществ
Объём	Объём реакционной системы влияет на равновесие, только если в реакции присутствует хотя бы одно газообразное вещество. При уменьшении объёма увеличивается давление, соответственно, равновесие смещается в сторону образования меньшего химического количества газообразных веществ. При увеличении объёма — в сторону образования большего химического количества газообразных веществ
Катализатор	Катализатор и ингибитор не смещают химическое равновесие



При протекании обратимой реакции устанавливается химическое равновесие. В состоянии химического равновесия скорости прямой и обратной реакции равны.

КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ

Реакции	Описание процессов	Примеры
По числу и составу реагентов и продуктов		
Соединения	Из двух или более веществ образуется одно: $A + B + C \rightarrow D$	$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow 4HNO_3$
Разложения	Из одного сложного вещества образуются два и более вещества: $A \rightarrow B + C + D$	$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow 2N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$ $Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + CO_2$
Замещения	Атомы или группы атомов одного из исходных веществ замещают атомы или группы атомов в другом исходном веществе: $AB + C \rightarrow AC + B$	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$ $CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2$
Обмена	Исходные вещества обмениваются составными частями: $AB + CD \rightarrow AD + CB$	$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
По количеству фаз		
Гомогенные (однородные)	Реагенты и продукты реакции находятся в одной фазе (газовые реакции, реакции в растворах)	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$
Гетерогенные (неоднородные)	Реагенты и продукты реакции находятся в разных фазах	$Fe + S \rightarrow FeS$ $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

По обратимости		
Обратимые	Реакция протекает в обоих направлениях. Продукты могут реагировать между собой с получением реагентов	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
Необратимые	Реакция протекает только в одном направлении	$\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$
По изменению степени окисления		
Окислительно-восстановительные	Изменяется степень окисления одного или нескольких химических элементов	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$ $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Не окислительно-восстановительные	Степени окисления всех химических элементов в ходе реакции сохраняются	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
По наличию катализатора		
Каталитические	Реакция протекает в присутствии катализатора	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{кат.}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
Некаталитические	Реакция протекает без участия катализатора	$4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$
По тепловому эффекту		
Экзотермические	В результате реакции выделяется теплота (+Q)	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + Q$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O} + Q$
Эндотермические	При протекании реакции теплота поглощается (-Q)	$\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} - Q$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

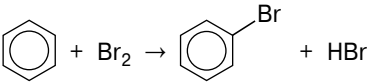
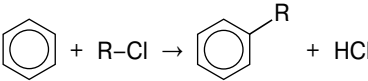
КАТАЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ



Каталитические реакции проводятся в присутствии катализаторов — веществ, которые, не вступая в химическое взаимодействие, способны изменять скорость реакции.

Процессы	Реакции	Катализаторы
Неорганические		
Синтез аммиака	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$	Fe
Окисление аммиака	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	Pt
Разложение пероксида водорода	$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$	MnO_2
Окисление сернистого газа (получение серной кислоты)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$	V_2O_5
Получение сульфурилхлорида	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2$	$\text{C}_{\text{акт}}$
Разложение хлората калия	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$	$\text{CuO} / \text{MnO}_2 / \text{Fe}_2\text{O}_3$
Органические		
Получение метанола из синтез-газа	$\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$	$\text{ZnO} / \text{Cr}_2\text{O}_3$

Получение метана из синтез-газа	$\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Ni
Дегидрирование алканов	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2$	Ni, Pt, Pd
Дегидроциклизация алканов	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n-6} + 4\text{H}_2 \quad (n \geq 6)$	Pt
Риформинг (изомеризация)	$n - \text{C}_n\text{H}_{2n+2} \rightarrow i - \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	AlCl_3
Гидрирование непредельных углеводов	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Ni, Pt
Гидратация алкенов	$\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4$
Полимеризация алкенов	$n\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$	$\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3 / \text{TiCl}_4$
Гидратация алкинов (реакция Кучерова)	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	Hg^{2+}
Тримеризация ацетилена	$3\text{HC}\equiv\text{CH} \rightarrow$ 	$\text{C}_{\text{акт}}$
Получение бутадиена из этанола (реакция Лебедева)	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}_2\text{O}_3 / \text{ZnO}$
Получение изопрена	$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2$	$\text{Al}_2\text{O}_3 / \text{Cr}_2\text{O}_3$

Процессы	Реакции	Катализаторы
Органические		
Окисление первичных и вторичных спиртов (дегидрирование)	$\text{R-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{R-C=O} + \text{H}_2$ $\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{CH-OH} \\ \\ \text{R} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{C=O} \\ \\ \text{R} \end{array} + \text{H}_2$	Cu
Взаимодействие спиртов с аммиаком	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Al_2O_3
Галогенирование бензола		FeBr_3
Алкилирование ароматических углеводородов		$\text{AlCl}_3, \text{FeCl}_3$
Получение ацетальдегида	$2\text{H}_2\text{C=CH}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CHO}$	$\text{PdCl}_2 / \text{CuCl}_2$
Взаимодействие карбоновых кислот с галогенами	$\text{R-CH}_2\text{-COOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{R-CHBr-COOH} + \text{HBr}$	$\text{P}_{\text{красный}}$



Катализация распространена в природе, так как большинство процессов, происходящих в живых организмах, являются каталитическими и широко используются в технике, промышленности (в нефтепереработке и нефтехимии, производстве серной кислоты, аммиака, азотной кислоты).

ФОРМУЛЫ ДЛЯ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

Количественная характеристика вещества	Единица измерения	Формула для расчёта
Относительная атомная масса элемента, A_r	Безразмерная величина	$A_r = \frac{m_a}{1 \text{ а. е. м.}}$ (см. в Периодической системе химических элементов)
Масса атома (абсолютная), m_a	г (кг)	$m_a = A_r \cdot 1 \text{ а. е. м.}$
Относительная молекулярная масса вещества, M_r	Безразмерная величина	$M_r(A_xB_y) = \frac{m(A_xB_y)}{1 \text{ а. е. м.}};$ $M_r(A_xB_y) = x \cdot A_r(A) + y \cdot A_r(B)$
Количество вещества, n	моль	$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{N}{N_A};$ $n = \frac{V}{V_m}$
Молярная масса, M	г/моль	$M = \frac{m}{n}; \quad M = M_r;$ $M = A_r \text{ (для простых веществ)}$

Количественная характеристика вещества	Единица измерения	Формула для расчёта
Масса вещества, m	г (кг)	$m = M \cdot n; \quad m = \rho \cdot V$
Объём, V	мл (л)	$V = \frac{m}{\rho}$
Плотность, ρ	г/мл	$\rho = \frac{m}{V}$
Относительная плотность, D	Безразмерная величина	$D = \frac{M(A)}{M(B)}$
Массовая доля, ω	%	- Расчёт вещества в смеси: $\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$ - Расчёт элемента в соединении: $\omega = \frac{A(\text{Э}) \cdot N}{M} \cdot 100 \%$
Объёмная доля, φ	%	$\varphi = \frac{V(\text{в-ва})}{V(\text{смеси})} \cdot 100 \%$
Выход реакции, η	%	$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} \cdot 100 \%$

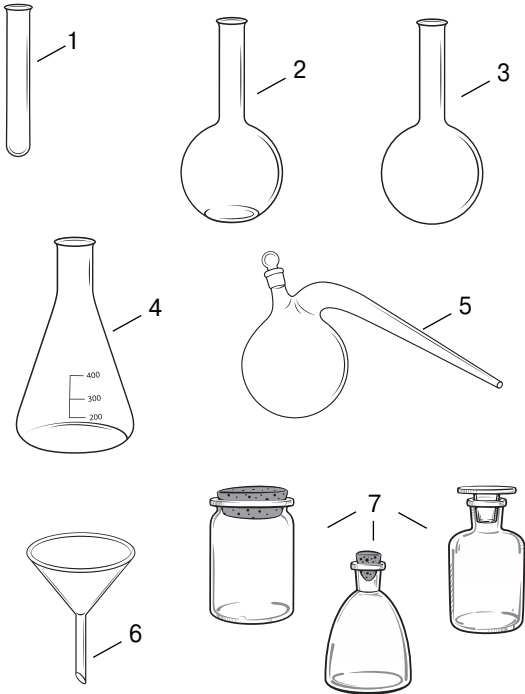
МЕТОДЫ РАЗДЕЛЕНИЯ И ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ

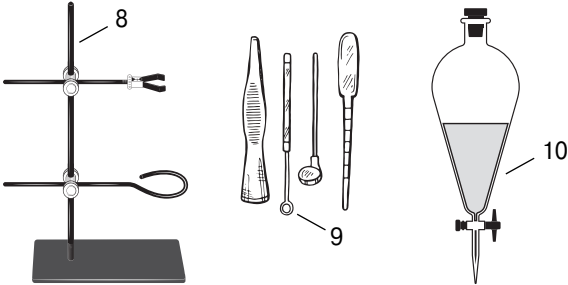
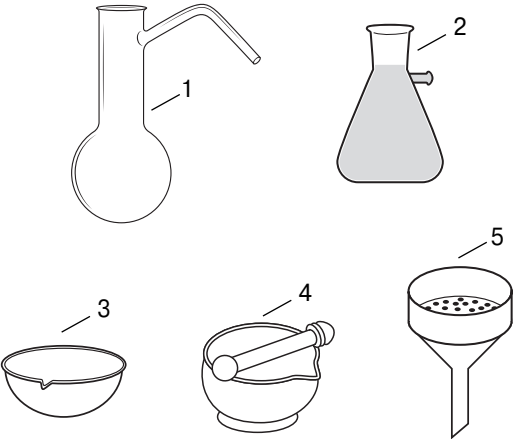
Метод	Описание метода	Пример смеси
С помощью делительной воронки (декантация)	Метод используется для разделения двух жидкостей, нерастворимых друг в друге	• Вода и бензол; • вода и октан; • вода и тетрахлорметан; • вода и толуол; • подсолнечное масло и вода; • нефть и вода
Фильтрование	С помощью фильтрования разделяют жидкость и нерастворимые в ней твёрдые вещества	• Вода и карбонат кальция; • вода и сульфат бария; • этанол и хлорид серебра; • вода и речной песок; • вода и глина
С помощью магнита	Магнит притягивает железо, кобальт, никель и некоторые редкоземельные металлы	• Железо и медь; • железо и магний; • алюминий и железо; • железо и уголь; • цинк и кобальт; • никель и магний; • железо и сера

Метод	Описание метода	Пример смеси
Фракционная перегонка	Способ разделения жидких веществ, основанный на различной температуре кипения компонентов смеси	• Гексан и бензол; • жидкий азот и кислород; • вода и ацетон; • бутанол и этанол; • вода и пропанол; • изопропанол и этанол; • ацетон и изопропанол; • метанол и бутанон; • изопропанол и метанол
Обработка водой и последующее фильтрование	Метод основан на различной растворимости веществ в воде	• Поваренная соль и кварцевый песок; • хлорид лития и кварцевый песок; • сульфат бария и хлорид калия; • углерод и хлорид натрия; • хлорид серебра и хлорид калия; • хлорид натрия и полиэтилен; • сахар и мел; • кальцинированная сода и малахит
Выпаривание	Способ, основанный на испарении растворителей из смеси с растворённым веществом	• Вода и сульфат натрия; • вода и сахар; • вода и поташ

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Изображение	Название и применение
Мерная посуда	
	1) Мерный стакан. Используется для измерения объёма жидкости, приготовления растворов, проведения реакций
	2) Мерные колбы. Используются для приготовления растворов определённого объёма с точными значениями концентрации растворённого вещества
	3) Мерный цилиндр. Используется для измерения объёма жидкости
	4) Мензурка. Используется для грубого (приблизительного) измерения объёма жидкости
	5) Бюретка с краном. Используется для титрования, измерения объёма растворов, добавления по каплям точного объёма жидкости
	6) Градуйрованная пипетка. Используется для отбора раствора определённого объёма
	7) Пипетка Мора. Используется для отмеривания и отбора строго определённого объёма жидкости

Изображение	Название и применение
Посуда общего назначения	
	1) Пробирка. Используется для проведения опытов с небольшими количествами реактивов
	2) Плоскодонная колба. Используется для хранения жидких веществ и растворов
	3) Круглодонная колба. Используется как реакционная ёмкость для работы в вакууме, нагревания жидкости
	4) Коническая колба Эрленмейера. Используется при титровании, для хранения жидких веществ и растворов. Коническую колбу Эрленмейера нельзя нагревать!
	5) Капельницы. Бывают разной формы, используются для хранения и дозирования индикаторов и растворов некоторых веществ
	6) Воронка конической формы. Используется для переливания жидкостей, фильтрация
	7) Банки и бюксы. Используются для хранения твёрдых веществ

	8) Лабораторный штатив. Используется для закрепления пробирок и колб при проведении опытов
	9) Ложечка и шпатель. Используются для взятия небольших порций твёрдых и сыпучих веществ
	10) Делительная воронка. Используется для разделения несмешивающихся жидкостей
Посуда специального назначения	
	1) Колба Вюрца. К горлышку колбы Вюрца припаяна отводная трубка. Используется как часть прибора для перегонки
	2) Колба Бунзена. Используется при вакуумной фильтрации
	3) Фарфоровая чашка. Используется для упаривания небольших порций раствора
	4) Фарфоровая ступка (с пестиком). Используется для измельчения твёрдых веществ
	5) Воронка Бюхнера. Используется для фильтрации под вакуумом

Изображение	Название и применение
Посуда специального назначения	
	6) Тигель (термостойкий сосуд-чаша). Используется для нагрева, высушивания, сжигания и обжига различных материалов, а также для прокаливания твёрдых веществ
	7) Фарфоровый стакан. Используется для нагревания и хранения едких жидкостей (хромовой смеси)
	8) Аппарат Киппа. Используется для получения водорода
	9) Холодильник прямой. Используется для охлаждения паров жидкости при фракционной перегонке
	10) Холодильник обратный. Используется для конденсирования паров и возврата конденсата в реакционный сосуд
	11) Эксикатор. Используется для хранения веществ, быстро поглощающих влагу, и их высушивания. В качестве осушителей применяют P_2O_5, H_2SO_4 (конц.), $CaCl_2$ (безводн.). Эксикаторы изготовлены из толстого стекла, поэтому их нельзя сильно нагревать!
	12) Аллонж. Используется для соединения холодильника с приёмником

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ОКСИДЫ

Получение оксидов		Химическая реакция
Окисление кислородом	простых веществ	$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
	сложных веществ	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	низших оксидов	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
Разложение	солей	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
	нерастворимых гидроксидов	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Восстановление высших оксидов		$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 2\text{FeO} + \text{CO}$
Обезвоживание кислородсодержащих кислот		$6\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 3\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $6\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 3\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
Вытеснение более летучих оксидов		$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
Взаимодействие кислот-окислителей с неметаллами и металлами		$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Свойства оксидов

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Несолеобразующие оксиды	
Восстановительные свойства	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ $\text{CO} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$ $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$
Окислительные свойства	$2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O} + \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} + \text{N}_2$ $\text{N}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CuO} + \text{N}_2$
Разложение	$2\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Взаимодействие с водой, сопровождающееся образованием кислоты	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ $2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_3 + \text{HClO}_2$
Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами, сопровождающееся образованием солей. Основные оксиды, которым соответствуют слабые гидроксиды, не реагируют с кислотными оксидами слабых кислот!	$\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$ $2\text{NO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2$ $2\text{ClO}_2 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaClO}_2$ $3\text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{CO}_2 + \text{CuO} \nrightarrow$

Несолеобразующие оксиды	
Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами, сопровождающееся образованием солей и воды	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{ClO}_2 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{LiClO}_2 + \text{LiClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{SO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Be}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями — карбонатами и сульфитами (нелетучий оксид вытесняет летучий)	$\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{SO}_2$
С кислотами кислотные оксиды в реакции не вступают, но есть некоторые исключения: 1) оксид фосфора(V) является водоотнимающим агентом, поэтому может взаимодействовать с некоторыми кислотами; 2) оксид кремния растворяется в плавиковой кислоте; 3) возможны окислительно-восстановительные реакции	1) $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{HClO}_4 \rightarrow 3\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ 2) $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Основные оксиды	
Разложение	$2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$
Взаимодействие с водой, в результате чего образуется щёлочь. Если основному оксиду соответствует нерастворимое основание, то реакция не идёт!	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Оснóвные оксиды	
Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами, сопровождающееся образованием солей. Оснóвные оксиды, которым соответствуют слабые гидроксиды, не реагируют с кислотными оксидами слабых кислот!	$2\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_3$ $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{KAlO}_2$ $\text{CO}_2 + \text{FeO} \nrightarrow$
Оснóвные оксиды, которым соответствуют сильные основания, взаимодействуют с кислотами и амфотерными гидроксидами, в результате чего образуются соли. С солями оснóвные оксиды не взаимодействуют!	$\text{Cs}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Li}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 2\text{LiAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \text{ — при сплавлении}$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 2\text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{MgO} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \nrightarrow$
Амфотерные оксиды	
Взаимодействуют с кислотными и оснóвными оксидами, в результате чего образуются соли	$3\text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{K}_2\text{O} + \text{ZnO} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$
Взаимодействуют с кислотами и основаниями, в результате чего образуются соли. Оксид железа(III) не растворяется в растворе щёлочи, взаимодействует только при сплавлении!	$\text{BeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ — при сплавлении}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \text{ — в растворе}$
Взаимодействуют с солями — карбонатами и сульфитами (нелетучий оксид вытесняет летучий). Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой!	$\text{BeO} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{BeO}_2 + \text{CO}_2$ $\text{ZnO} + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{SO}_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2$

КИСЛОТЫ



Кислоты вступают как в реакции, протекающие без изменения степеней окисления (реакции кислотно-основного взаимодействия), так и в окислительно-восстановительные реакции.

Классификация кислот

Классификация	Примеры
По агрегатному состоянию	
Газы	H_2S , HCl
Жидкости	HNO_3 , H_2SO_4
Твёрдые вещества	H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_3BO_3
По содержанию кислорода	
Бескислородные	HCl , H_2S , HI , HCN
Кислородсодержащие	HNO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4
По летучести	
Летучие	H_2S , HNO_3 , HCl , HClO_4
Нелетучие	H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HI

Классификация	Примеры
По окислительной способности	
Кислоты-окислители	HNO_3 , H_2SO_4
Кислоты-неокислители	HCl , H_3PO_4 , HI , H_2S
По термической устойчивости	
Устойчивые	H_2S , HCl , H_2SO_4
Неустойчивые	H_2CO_3 , H_2SO_3 — разлагаются при н. у., H_2SiO_3 , HNO_3 — разлагаются при нагревании
По растворимости	
Растворимые	HNO_3 , H_2SO_4 , HCl
Нерастворимые	H_2SiO_3
По силе	
Сильные	HI , HBr , HClO_4 , HCl , H_2SO_4 , HNO_3
Слабые	H_2CO_3 , H_2S , H_3BO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HF , HNO_2
По основности	
Одноосновные	HI , HCl , HF , HNO_3
Двухосновные	H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3
Трёхосновные	H_3PO_4 , H_3BO_3

Способы получения кислот

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие кислотных оксидов с водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$	Способ получения кислородсодержащих кислот, кроме кремниевой
Прямой синтез и последующее растворение	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\text{HCl}$ $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	Способ получения бескислородных кислот
Воздействие на соль более сильной кислоты	$\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3$ $2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	В кислотах CuS , HgS , PbS , HgS не растворяются
Окислительно-восстановительные реакции	$4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$ $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 (\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$ $5\text{P}_2\text{O}_3 + 4\text{KMnO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 10\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{MnSO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	Окисление неметаллов или оксидов неметаллов в промежуточных степенях окисления до кислоты в высшей степени окисления

Химические свойства кислот

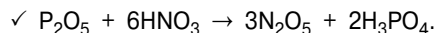
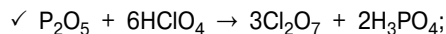
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Разложение: 1) самопроизвольно разлагаются в водном растворе угольная кислота, сернистая кислота; 2) азотистая кислота на холоде или при комнатной температуре частично распадается уже в водном растворе; реакция обратима; 3) некоторые другие кислоты разлагаются при нагревании	1) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ 2) $2\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow$ $3\text{HNO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 + 2\text{NO}\uparrow$ 3) $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$ $2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами	$\text{FeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основными и амфотерными гидроксидами с образованием солей	$\text{LiOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{LiNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с металлами: 1) кислоты-неокислители; 2) кислоты-окислители	1) $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разб.)} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$ 2) $2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{Zn} \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Взаимодействие с солями в реакции обмена, если в результате образуется осадок или газ	$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$ $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Взаимодействие кислот-окислителей с неметаллами	$\text{B} + 3\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{NO}_2$ $\text{C} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

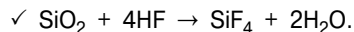


С кислотами кислотные оксиды в реакции не вступают, но есть исключения.

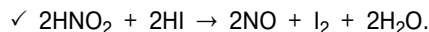
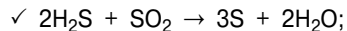
1) Оксид фосфора(V) является водоотнимающим агентом, поэтому может взаимодействовать с некоторыми кислотами:



2) Оксид кремния растворяется в плавиковой кислоте:



3) Возможны окислительно-восстановительные реакции:



ОСНОВАНИЯ



Основание — сложное вещество, которое состоит из атома металла или иона аммония и гидроксогруппы ($-\text{OH}$).

Способы получения оснований

Название процесса	Химическая реакция
Для получения оснований используется реакция обмена между солями и растворимыми основаниями	$\text{MgSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + 2\text{KOH}$
Для получения щелочей растворяют в воде щелочные и щёлочноземельные металлы	$2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
При растворении в воде основных оксидов активных металлов образуются щёлочи	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$
Щёлочи образуются при гидролизе гидридов щелочных и щёлочноземельных металлов	$\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2$
Электролиз водных растворов солей щелочных и щёлочноземельных металлов	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$ $\text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{S} + \text{H}_2$

Химические свойства оснований

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Разложение: 1) гидроксиды щелочных металлов устойчивы к разложению при нагревании, за исключением гидроксида лития; 2) щёлочноземельные металлы разлагаются на оксид и воду (исключение — $\text{Ba}(\text{OH})_2$); 3) гидроксиды металлов средней активности разлагаются на оксид и воду; 4) самопроизвольно разлагаются в водном растворе гидроксиды серебра(I), меди(I), в свободном состоянии не существуют	1) $2\text{LiOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ 4) $2\text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{CuOH} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щелочей с некоторыми металлами (Zn, Be, Al)	В растворе: $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$; $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$. При расплаве: $2\text{Al} + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2^+ + 2\text{Na}_2\text{O}$; $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
Взаимодействие с солями, если в результате реакции образуется осадок или газ	$2\text{KOH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2$ $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Взаимодействие щелочей с неметаллами. Водород, кислород, углерод, азот не взаимодействуют!	$2\text{KOH (холодный)} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH (горячий)} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH (холодный)} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH (горячий)} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 5\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 3\text{I}_2 \rightarrow 5\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 3\text{S} \rightarrow 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$ $3\text{KOH} + 4\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$
Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами, сопровождающееся образованием солей	$\text{SO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ — при сплавлении}$ $\text{BeO} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \text{ — в растворе}$
Взаимодействие гидроксидов переходных металлов с раствором аммиака, сопровождающееся образованием аммиачных комплексов	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$



Основания вступают в реакции кислотного и термического разложения.

АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ

Амфотерный оксид / гидроксид	Катион и примеры солей	Анион и примеры солей
ZnO / Zn(OH) ₂	Zn ²⁺ ZnCl ₂ — хлорид цинка ZnSO ₄ — сульфат цинка	ZnO ₂ ²⁻ [Zn(OH) ₄] ²⁻ KZnO ₂ — цинкат калия K ₂ [Zn(OH) ₄] — тетрагидроксоцинкат калия
BeO / Be(OH) ₂	Be ²⁺ BeCl ₂ — хлорид бериллия BeSO ₄ — сульфат бериллия	BeO ₂ ²⁻ [Be(OH) ₄] ²⁻ KBeO ₂ — бериллат калия K ₂ [Be(OH) ₄] — тетрагидроксобериллат калия
SnO / Sn(OH) ₂	Sn ²⁺ SnCl ₂ — хлорид олова(II) SnSO ₄ — сульфат олова(II)	SnO ₂ ²⁻ [Sn(OH) ₃] ⁻ K ₂ SnO ₂ — станнат(II) калия K ₂ [Sn(OH) ₃] — тригидроксостаннат(II) калия
PbO / Pb(OH) ₂	Pb ²⁺ PbCl ₂ — хлорид свинца(II) PbSO ₄ — сульфат свинца(II)	PbO ₂ ²⁻ [Pb(OH) ₃] ⁻ K ₂ PbO ₂ — плюмбат(II) калия K ₂ [Pb(OH) ₄] — тригидроксоплюмбат(II) калия

Амфотерный оксид / гидроксид	Катион и примеры солей	Анион и примеры солей
Cr_2O_3 / $\text{Cr}(\text{OH})_3$	Cr^{3+} CrCl_3 — хлорид хрома(III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат хрома(III)	CrO_2^- $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ KCrO_2 — хромит калия $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксохромат(III) калия $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксохромат(III) калия
Fe_2O_3 / $\text{Fe}(\text{OH})_3$	Fe^{3+} FeCl_3 — хлорид железа(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа(III)	FeO_2^- $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^-$ KFeO_2 — феррит калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксоферрат(III) калия
Al_2O_3 / $\text{Al}(\text{OH})_3$	Al^{3+} AlCl_3 — хлорид алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат алюминия	AlO_2^- $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^-$ KAlO_2 — алюминат калия $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоалюминат калия $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксоалюминат калия
SnO_2 / $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Sn^{4+} SnCl_4 — хлорид олова(IV) $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат олова(IV)	SnO_3^{2-} $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ K_2SnO_3 — станнат калия $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксостаннат калия

$\text{PbO}_2 / \text{PbO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Pb^{4+} PbCl_4 — хлорид свинца(IV) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$ — ацетат свинца(IV)	PbO_3^{2-} $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^{2-}$ K_2PbO_3 — плюмбат калия $\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксоплюмбат калия
---	---	---



Амфотерный гидроксид записывают в виде основания, начиная с металла, к которому добавляют гидроксо-группу.

Способы получения амфотерных гидроксидов

Название процесса	Химическая реакция
Взаимодействие между солями и растворимыми основаниями	$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$
Разложение комплексных солей	$2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$
Осадок гидроксида трёхвалентного металла (алюминия, хрома) образуется также при смешивании раствора соли этого металла с раствором карбоната	$2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{NaCl} + 3\text{CO}_2$ $2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 6\text{NaNO}_3 + 3\text{CO}_2$

Химические свойства амфотерных гидроксидов

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Разложение	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с кислотными оксидами, которым соответствуют сильные кислоты	$3\text{SO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основными оксидами, которым соответствуют щёлочи	$\text{K}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \text{ — при сплавлении}$ $\text{K}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \text{ — в растворе}$
Взаимодействие с кислотами с образованием солей	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие со щелочами с образованием солей	$2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$



Амфотерные гидроксиды — сложные вещества, проявляющие свойства как кислот, так и оснований. Амфотерные гидроксиды соответствуют амфотерным оксидам.

СОЛИ

Классификация солей

Тип	Описание	Пример
Средние соли	Продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на атом металла (или NH_4^+) либо гидроксильных групп в молекуле основания на кислотный остаток	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
Кислые соли	Продукты неполной нейтрализации кислоты основанием. Кислые соли содержат в кислотном остатке атомы водорода. Название кислых солей начинается на гидро- или дигидро-	MgHPO_4
Оснóвные соли	Продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекуле основания на кислотные остатки. В таких солях, помимо металла и кислотного остатка, присутствует OH-группа. Название оснóвных солей начинается на гидроксо-	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
Смешанные соли	Довольно редкая группа солей. Образованы одним металлом и двумя кислотными остатками	$\text{CaOCl}_2 = \text{CaCl}(\text{OCl})$ $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
Двойные соли	Образованы катионами двух металлов и одним кислотным остатком	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Комплексные соли	Содержат в своём составе комплексную частицу. По заряду комплексные частицы могут быть катионами, анионами, а также нейтральными молекулами	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Способы получения солей

Название процесса	Химическая реакция
Из простых веществ	$\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$
Взаимодействие основных (амфотерных) оксидов с кислотами	$\text{BaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие основных (амфотерных оксидов) с кислотными оксидами	$\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$ $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
Взаимодействие кислот с основными (амфотерными) гидроксидами	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Реакция обмена между кислотой и солью	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
Реакция обмена между щёлочью и солью	$2\text{NaOH} + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
Вытеснение более активным металлом менее активного из растворимых солей	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Zn} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
Взаимодействие металлов с кислотами	$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
Нейтрализация кислых солей	$\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Нейтрализация основных солей	$(\text{CuOH})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Реакция обмена между солями	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
Взаимодействие кислых солей с кислотами	$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Взаимодействие основных солей со щелочами	$(\text{MgOH})\text{NO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NaNO}_3$

Термическое разложение солей

Тип солей	Комментарий	Химическая реакция и условия её протекания
Соли аммония	1) Если кислотный остаток не проявляет окислительных свойств, то соль разлагается с образованием аммиака и кислоты. 2) Если кислотный остаток проявляет окислительные свойства (нитрат, хлорат, дихромат и нитрит аммония), то при разложении протекают окислительно-восстановительные реакции	1) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}$ 2) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_4\text{ClO}_4 \rightarrow 2\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow + 2\text{N}_2\text{O}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
Карбонаты	1) Карбонаты щелочных металлов термически устойчивы, кроме карбоната лития, который при нагревании образует углекислый газ и оксид металла. 2) Карбонаты большинства остальных металлов разлагаются на оксид металла и углекислый газ. 3) Если оксид металла неустойчив при нагревании, то он тоже разлагается. 4) Карбонат и гидрокарбонат аммония разлагаются на три продукта	1) $\text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{Li}_2\text{O}$ 2) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ 3) $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Сульфиты	1) Сульфиты щелочных металлов разлагаются до сульфидов и сульфатов. 2) Сульфит аммония разлагается на три продукта	1) $4\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ 2) $4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 \rightarrow 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S}$

Тип солей	Комментарий	Химическая реакция и условия её протекания
Сульфаты	Сульфаты щёлочноземельных металлов, магния, алюминия, меди и железа разлагаются на оксид металла и оксид серы(VI) или оксид серы(IV) и кислород	$2\text{CaSO}_4 \rightarrow 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{BaSO}_4 \rightarrow 2\text{BaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{CuSO}_4 \rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Хлораты и перхлораты	1) Разложение хлоратов и перхлоратов сопровождается выделением кислорода и понижением степени окисления хлора до минимальной (-1). 2) Без катализаторов разложение хлората идёт с образованием перхлората калия	1) $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{кат. MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + 2\text{O}_2\uparrow$ 2) $4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$
Нитраты	1) Нитраты наиболее активных металлов (в ряду напряжений стоят левее магния) разлагаются до нитритов и кислорода (кроме нитрата лития). 2) Нитраты менее активных металлов (в ряду напряжений стоят от магния до меди), а также нитрат лития разлагаются до оксидов, диоксида азота и кислорода. 3) Нитраты наименее активных металлов (в ряду напряжений стоят правее меди) разлагаются до металла, диоксида азота и кислорода. 4) Нитрат аммония разлагается до оксида азота(I) и воды	1) $2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ 2) $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $4\text{LiNO}_3 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ 3) $2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pt} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ 4) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства солей

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Взаимодействуют с кислотными оксидами, если нелетучий оксид вытесняет более летучий (карбонаты и сульфиты)	$P_2O_5 + 3K_2CO_3 \rightarrow 2K_3PO_4 + 3CO_2$
Взаимодействуют с амфотерными оксидами, если нелетучий оксид вытесняет более летучий (карбонаты и сульфиты)	$Al_2O_3 + Na_2SO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + SO_2$
Взаимодействуют с кислотами в реакции обмена, если в результате образуется осадок или газ. В кислотах растворимы следующие соли: фосфаты, сульфиды (кроме CuS, HS, Ag ₂ S, PbS), сульфиты, карбонаты	$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + CO_2 + H_2O$ $FeS + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$
Вступают с основаниями в реакцию обмена, если в результате реакции образуется осадок или газ	$MgCl_2 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2 + 2NaCl$
Взаимодействуют с другими солями, если в результате реакции образуется осадок	$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$ $2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \rightarrow 3CO_2 + 2Al(OH)_3 + 6NaCl$
Некоторые соли способны вступать в окислительно-восстановительные реакции с простыми веществами: 1) металлами; 2) неметаллами	1) $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$ $Ni + AgNO_3 \rightarrow NiNO_3 + Ag$ $FeCl_3 + Fe \rightarrow FeCl_2$ $2FeCl_3 + Cu \rightarrow CuCl_2 + 2FeCl_2$ 2) $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$ $NaI + Cl_2 \rightarrow NaCl + I_2$ $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ $BaSO_4 + C \rightarrow BaS + CO_2$

Способы получения кислых солей

Тип реакции	Пример
Металл + двух- и более оснóвная кислота	$\text{Ca} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
Основание + двух- и более оснóвная кислота	$\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Щёлочь + кислотный оксид, которому отвечает двух- и более оснóвная кислота	$2\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$
Оснóвный оксид + двух- и более оснóвная кислота	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Средняя соль + двух- и более оснóвная кислота	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Гидрофосфаты реагируют с H_3PO_4 и превращаются в дигидрофосфаты	$\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{KH}_2\text{PO}_4$
Дигидрофосфаты в реакциях со щелочами могут превращаться в гидрофосфаты (в избытке щёлочи — фосфат)	$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Аммиак (гидрат аммиака) + двух- и более оснóвная кислота	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Соль слабой кислоты + сильная кислота (недостаток)	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KCl}$
Гидрат аммиака + кислотный оксид	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства кислых солей

Реакция (реагент)	Пример
Диссоциация: 1) кислых солей сильных кислот — диссоциируют с образованием H^+; 2) кислых солей слабых кислот — кислотный остаток остаётся неделимым!	1) $\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ 2) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$ $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
С металлами взаимодействуют растворимые кислые соли сильных кислот (гидросульфаты). Для удобства можно представить кислую соль как сумму средней соли и соответствующей кислоты: $\checkmark \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4.$ С металлом будет взаимодействовать кислота	$2\text{KHSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2 + \text{MgSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
С основными оксидами взаимодействуют растворимые кислые соли сильных кислот (гидросульфаты). Для удобства можно представить кислую соль как сумму средней соли и соответствующей кислоты: $\checkmark \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4.$ С оксидом будет взаимодействовать кислота	$2\text{KHSO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
С аммиаком кислые соли превращаются в средние соли, поскольку аммиак имеет щелочную реакцию среды	$2\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ $2\text{NH}_3 + 2\text{KHCO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$

Реакция (реагент)	Пример
Со щелочами: 1) в избытке щёлочи образуются средние соли; 2) дигидрофосфаты в недостатке щёлочи образуют гидрофосфаты; 3) в сильном избытке щёлочи возможен обмен с образованием новой щёлочи и средней соли	1) $\text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $2\text{KHSO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{BaSO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KHSO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{KOH} + \text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
С кислотами кислые соли взаимодействуют аналогично средним солям, если образуется осадок, газ или слабый электролит	$\text{KHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
С другими солями протекает реакция обмена	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{KHCO}_3$ $\text{NaHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{NaCl} + \text{HCl}$
Термическое разложение кислых солей чаще всего приводит к образованию средней соли и кислоты либо оксидов (если средняя соль термически неустойчива)	$2\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Гидролиз: 1) кислых солей сильных кислот не идёт по аниону, среда раствора всегда кислая; 2) кислых солей слабых кислот идёт по аниону, среда раствора может быть как слабокислой, так и слабощелочной	1) $\text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ — гидролизу не подвергается, среда кислая из-за диссоциации; 2) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ — среда слабощелочная, гидролиз преобладает над диссоциацией; $\text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ — среда слабокислая, диссоциация преобладает над гидролизом

Оснóвные соли

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения оснóвных солей	
Взаимодействие сильной кислоты и избытка двух (или более) кислотных оснований	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие средней соли и щёлочи	$\text{AlCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{KCl}$ $\text{AlCl}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow (\text{AlOH})_2\text{Cl} + \text{KCl}$
Взаимодействие комплексной соли и недостатка кислоты	$2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{AlOHSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 3\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{ZnOHCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
Химические свойства оснóвных солей	
Термическое разложение, которое приводит к образованию средней соли либо оксидов (если средняя соль термически неустойчива)	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Реакция с кислотами, которая протекает аналогично средним солям, если образуется осадок, газ или слабый электролит	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuOHCl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие со щелочами, сопровождающееся образованием средней соли и основания	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{CuOHCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Разрушение комплексных солей

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
При действии углекислого газа получается средняя (в избытке кислоты — кислая) соль активного металла и амфотерный гидроксид	$2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 (\text{изб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaHCO}_3$
При действии сернистого газа получается средняя (в избытке кислоты — кислая) соль активного металла и амфотерный гидроксид	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{SO}_2 (\text{изб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaHSO}_3$
При действии избытка сильной кислоты получается две средние соли и вода. Если кислота в недостатке, получается средняя соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода	$2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{нед.}) \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{изб.}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 (\text{нед.}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HNO}_3 (\text{изб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
При действии слабой кислоты получается средняя (в избытке кислоты — кислая) соль активного металла, амфотерный гидроксид (с цинком всегда образуется сульфид!) и вода	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS}\downarrow + \text{K}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\text{S} (\text{изб.}) \rightarrow \text{ZnS}\downarrow + 2\text{KHS} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{S} (\text{изб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KHS} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
При действии солей, образованных сильными кислотами и катионами Fe^{3+} , Al^{3+} и Cr^{3+} , происходит взаимное усиление гидролиза, получается два амфотерных гидроксида и соль активного металла	$3\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{AlCl}_3 \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$ $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KNO}_3$ $3\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$
При действии хлорной воды комплексы разрушаются, так как хлорная вода содержит HCl и HClO	$2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Название процесса	Химическая реакция
Взаимодействие кислоты и основания — реакция нейтрализации	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие кислоты и соли: 1) кислота и соль более слабой кислоты; 2) кислота и соль сильной кислоты с образованием осадка; 3) кислота и соль слабой кислоты с образованием осадка, который не растворяется в кислотах CuS , HgS , Ag_2S , PbS	1) $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ 2) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$ 3) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$
Взаимодействие щёлочи и соли: 1) с образованием нерастворимого гидроксида; 2) с образованием аммиака; 3) с образованием нерастворимой соли	1) $2\text{NaOH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$ $2\text{KOH} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие щёлочи и амфотерного гидроксида с образованием комплексной соли	$\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
Реакции обмена между солями	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$

ВОДОРОД



Водород — химический элемент Периодической системы с обозначением Н и атомным номером 1, самый лёгкий из её элементов.

Способы получения водорода

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
В промышленности		
Пропускание паров воды над раскалённым коксом	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\uparrow$	Без доступа воздуха, 1000 °С
Паровая конверсия метана	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2\uparrow$	Ni, 900—1100 °С
Каталитическое окисление метана	$2\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 4\text{H}_2\uparrow$	Образующаяся смесь CO и H ₂ — синтез-газ
Электролиз воды и водных растворов солей	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2$ (электролиз) $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$ (электролиз)	Обычно используется водный раствор электролитов NaOH или Na ₂ SO ₄
Железно-паровой метод	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$	Пропускание пара над раскалённым железом

В лаборатории		
Взаимодействие металлов с кислотами (в аппарате Киппа)	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	Обычно используют 20%-ную серную кислоту. Азотную кислоту для получения водорода не используют!
Взаимодействие алюминия, или цинка, или кремния со щелочами	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$	В водных растворах щелочей с алюминием и цинком образуются комплексные соли, при сплавлении — их обычные аналоги: NaAlO_2 , Na_2ZnO_2
Взаимодействие кальция с водой	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$	Щелочные металлы не используют ввиду протекания сильной экзотермической реакции
Гидролиз гидридов металлов	$\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{NaH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow$ $\text{CaH}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$	Гидриды — солеподобные твёрдые вещества, сильные восстановители. Гидриды разлагаются водой и кислотами



Качественная реакция на водород — сгорание с хлопком собранного в пробирку газа.

Химические свойства водорода

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие водорода с простыми веществами		
С галогенами	$\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} - Q$	При комнатной температуре водород реагирует лишь с фтором, реакция протекает со взрывом. С хлором и бромом реакция возможна при нагревании или УФ-облучении. Взаимодействие с иодом обратимо и эндотермично, реакция протекает при температуре около 200 °С. Реакция обратима!
С кислородом	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	С кислородом водород реагирует при поджигании (реакция начинается только при температуре выше 400 °С, с воздухом — при 600 °С). Реакция обратима!
С серой	$\text{H}_2 + \text{S}_{\text{распл}} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	С расплавленной серой, $t = 150\text{—}300$ °С. Реакция обратима!
С азотом	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$	В присутствии катализатора (пористое железо или платина), а также при нагревании и повышенном давлении (процесс Габера — Боша). Реакция обратима!
С углеродом	$\text{C} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4$	При высокой температуре ~500 °С и при использовании катализатора (Ni / Pt)

С активными металлами	$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$	При повышенной температуре водород реагирует с активными металлами (щелочные и щёлочноземельные) с образованием гидридов. Гидриды металлов имеют ионное строение
Взаимодействие водорода со сложными веществами		
С оксидами металлов	1) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{CrO} + \text{H}_2\text{O}$	1) Водород проявляет сильные восстановительные свойства, взаимодействует с оксидами металлов, находящихся в ряду активности правее цинка (включительно). 2) Если металл проявляет несколько степеней окисления, то при недостатке водорода может происходить частичное восстановление до промежуточных продуктов
С некоторыми оксидами металлов	$2\text{H}_2 + 2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$	Водород проявляет восстановительные свойства
С солями	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{AgCl} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{HCl}$ $\text{CaSO}_4 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CaS} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{HNO}_3$ $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{BaSO}_4 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{BaS} + 4\text{H}_2\text{O}$	—

Пероксид водорода

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения пероксида водорода H_2O_2		
Из пероксидов металлов	$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2$ $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$	Реакция протекает при охлаждении (0°C)
Окисление кислородом воздуха некоторых органических соединений	$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH} + \text{O}_2 \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_2$	Каталитическое окисление — промышленный способ получения
Химические свойства пероксида водорода H_2O_2		
Окислительные свойства	$2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KOH}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 10\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$	В результате взаимодействия с восстановителями кислород из пероксида понижает свою степень окисления до -2, образуя воду или OH^-. Окислительные свойства наиболее выражены при $\text{pH} \leq 7$

Восстановительные свойства	$3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2\uparrow$ $3\text{H}_2\text{O}_2 (\text{конц.}) + \text{Cl}_2 (\text{насыщ.}) \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2\uparrow$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{O}_2\uparrow + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{O}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + \text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag}\downarrow + \text{O}_2\uparrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{HCl}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	В результате взаимодействия с окислителями кислород из пероксида повышает свою степень окисления до 0, образуя кислород O_2. Восстановительные свойства наиболее выражены при $\text{pH} > 7$
Кислотные свойства	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	У пероксида водорода очень слабые кислотные свойства: $\checkmark \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OOH}^-$
Разложение	$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	Разложение происходит на свету или при нагревании. В роли катализатора могут выступать переходные металлы, хлорид-ионы и некоторые белки, часто используется оксид марганца(IV) MnO_2. При 151°C реакция происходит со взрывом!

ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ



Галогены — элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и радиоактивный астат At. Образуют соединения с ионной или ковалентной полярной связью.

Способы получения галогенов

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Фтор F		
Электролиз фторидов	$2\text{NaF} \xrightarrow{\text{эл.}} 2\text{Na} + \text{F}_2$ $2\text{KHF} \xrightarrow{\text{эл.}} 2\text{K} + \text{H}_2 + \text{F}_2$	Фтор получают исключительно (в том числе и в лаборатории) электролизом расплава!
Хлор Cl		
Электролиз растворов и расплавов хлоридов	$2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$	Хлор получают как электролизом расплава, так и электролизом раствора
Окисление хлороводорода и хлоридов	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Лабораторный способ получения, в качестве окислителей используют PbO_2 , KMnO_4 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Бром Br		
Вытеснение брома газообразным хлором из солей	$2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$ $2\text{KBr} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{KF} + \text{Br}_2$	Вышестоящий галоген вытесняет нижестоящий
Окисление бромоводорода и бромидов	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{KBr} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Br}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KHSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $10\text{KBr} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	Лабораторный способ получения, в качестве окислителей используют $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 , K_2CrO_4 и другие сильные окислители
Иод I		
Вытеснение иода газообразным хлором из солей	$2\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{I}_2$ $2\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{KBr} + \text{I}_2$ $2\text{KI} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{KF} + \text{I}_2$	Вышестоящий галоген вытесняет нижестоящий
Окисление иодидов	$2\text{KMnO}_4 + 10\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KI} + 9\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + 8\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $6\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{I}_2 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + 2\text{KOH}$	В качестве окислителя могут быть использованы KMnO_4 , K_2CrO_4 , O_3 и другие сильные окислители

Химические свойства галогенов

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие галогенов с простыми веществами		
С металлами	1) $2\text{Al} + 3\text{F}_2 \rightarrow 2\text{AlF}_3$ 2) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ 3) $2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{FeBr}_3$ 4) $\text{Fe} + \text{I}_2 \rightarrow \text{FeI}_2$ $\text{I}_2 + 2\text{Cu} \rightarrow 2\text{CuI}$	1) Фтор реагирует со всеми металлами, многие из них воспламеняются. 2) Хлор тоже реагирует со всеми металлами, но чуть менее активно. 3) Бром ещё менее активный, но из-за жидкого состояния его исходные концентрации выше фтора и хлора. 4) Иод реагирует с металлами только при нагревании
С кислородом	$\text{O}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{O}_2\text{F}_2$ $\text{O}_2 + 2\text{F}_2 \rightarrow 2\text{OF}_2$	В реакцию вступает только фтор. Остальные галогены не взаимодействуют с кислородом!
С водородом	1) $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ 2) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ 3) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ 4) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	1) Взаимодействуют без нагревания, со взрывом. 2) Реакция идёт только на свету или при нагревании. 3) Обратимая реакция, протекает при нагревании. 4) Эндотермическая и обратимая реакция, протекает при сильном нагревании

С серой	$1) \text{ S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$ $2) \text{ S} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2$	1) Без нагревания. 2) При нагревании, возможно образование дитиодихлорида S_2Cl_2
С углеродом	$\text{C} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{CF}_4$	С углеродом взаимодействует только фтор, реакция протекает без нагревания
С кремнием	$\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 \text{ (без нагревания)}$ $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiCl}_4$ $\text{Si} + 2\text{Br}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiBr}_4$ $\text{Si} + 2\text{I}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiI}_4$	Фтор взаимодействует без нагревания, с остальными галогенами при нагревании образуются тетрагалогениды
С фосфором	$5\text{P} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{PF}_5 \text{ (без нагревания)}$ $5\text{Cl}_2 + 2\text{P} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PCl}_5$ $5\text{Br}_2 + 2\text{P} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PBr}_5$ $3\text{I}_2 + 2\text{P} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PI}_3$	С фтором всегда образуется высший фторид. С хлором и бромом продукт зависит от соотношения исходных веществ ($\text{P}(\text{HAl}_3)$ или $\text{P}(\text{HAl}_5)$). С иодом образуется триодид
Друг с другом	$\text{Cl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{ClF}$ $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{BrCl}$	Фтор интенсивно взаимодействует с другими галогенами, при этом степень окисления хлора, брома, иода равна +1. Другие интергалогениды менее устойчивы и легко разлагаются водой
Фтор F взаимодействует с инертными газами	$\text{Xe} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{XeF}_4$	Реакция протекает при облучении

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие галогенов со сложными веществами		
С водой	1) $F_2 + 2H_2O \rightarrow 2HF + H_2O_2$ 2) $Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$ 3) $Br_2 + H_2O \rightleftharpoons HBr + HBrO$ 4) $I_2 + H_2O \nrightarrow$	1) Фтор активно взаимодействует с водой, при этом кислород повышает степень окисления до H_2O_2 , O_2 , O_2F_2 , OF_2 . 2) Хлор вступает в реакцию диспропорционирования, образуется хлорная вода. 3) Бром вступает в реакцию диспропорционирования, образуется бромная вода. 4) Иод с водой не реагирует!
Со щелочами	1) $2F_2 + 4KOH \rightarrow O_2 + 4KF + 2H_2O$ 2) $Cl_2 + 2KOH \text{ (холодный)} \rightarrow KCl + KClO + H_2O$ $3Cl_2 + 6KOH \text{ (горячий)} \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$ 3) $3Br_2 + 6KOH \text{ (горячий)} \rightarrow 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$ 4) $3I_2 + 6KOH \rightarrow KIO_3 + 5KI + 3H_2O$	1) При понижении температуры преобладает OF_2 , при нагревании — O_2 . 2) На холоде образуется $MeClO$, при нагревании — $MeClO_3$. 3) Реакция протекает при комнатной температуре с образованием $MeBrO_3$. 4) Реакция протекает при комнатной температуре с образованием $MeIO_3$

С галогеноводородами и солями (вытеснение)	1) $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KCl}$ $\text{Br}_2 + 2\text{HI} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{I}_2$ 2) $2\text{FeBr}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{FeBr}_3$	1) Вышестоящий галоген вытесняет нижестоящий из солей и галогеноводородов. 2) Галогены являются сильными окислителями, способными окислять: $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$; $\text{Cr}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$
С сероводородом и сульфидами	$\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{S}$ $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{S}$ $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HI} + \text{S}$ $\text{Cl}_2 + \text{CuS} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{S}$	Галогены выступают в роли окислителей
Окислительные свойства	$\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + 8\text{KOH} \rightarrow 4\text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 2\text{CrCl}_3 + 16\text{KOH} \rightarrow 12\text{KCl} + 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + \text{HI} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + 6\text{HCl}$ $3\text{Cl}_2 + \text{NaI} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaIO}_3 + 6\text{HCl}$	Галогены и их водные растворы способны окислять многие вещества — сульфиды, сульфиты, более тяжёлые галогениды и т. д.
Восстановительные свойства	$\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + 5\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$	Восстановительные свойства наиболее характерны для иода

Галогеноводороды

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения галогеноводородов		
Из простых веществ	1) $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ 2) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ 3) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ 4) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	1) Взаимодействуют без нагревания. 2) Реакция идёт только на свету или при нагревании. 3) Обратимая реакция. 4) Реакция экзотермическая и обратимая, протекает при сильном нагревании
Взаимодействие галогенидов с кислотами	1) $\text{CaF}_2 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$ $\text{NaCl} (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ 2) $\text{KBr} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{HBr} + \text{KH}_2\text{PO}_4$ $\text{KI} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{HI} + \text{KH}_2\text{PO}_4$	1) Получение галогеноводородов действием концентрированной серной кислоты на твёрдую соль характерно только для фторидов и хлоридов. С иодидом и бромидом протекает окислительно-восстановительная реакция. 2) Для получения иодидов и бромидов используют фосфорную кислоту
Гидролиз галогенидов фосфора	$2\text{P} + 3\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{HBr} + 2\text{H}_3\text{PO}_3$ $2\text{P} + 3\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{HI} + 2\text{H}_3\text{PO}_3$	Гидролиз используется в основном для получения бромоводорода и иодоводорода

Химические свойства галогеноводородов

Взаимодействие с металлами	$2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ $\text{Fe} + 2\text{HBr} \rightarrow \text{FeBr}_2 + \text{H}_2$ $2\text{CuO} + 4\text{HI} \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HI} \rightarrow 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с металлами, которые в ряду активности находятся левее водорода
Кислотные свойства	$\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HBr} + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HI} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с основаниями, амфотерными гидроксидами, основными и амфотерными оксидами
Восстановительные свойства	$16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $14\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	При взаимодействии с сильными окислителями галогенид-ион окисляется до галогена
Качественная реакция на Cl^- , Br^- , I^-	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$ $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{KNO}_3$ $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$	Взаимодействие с нитратом серебра приводит к образованию осадков: • AgCl — белый творожистый; • AgBr — светло-жёлтый; • AgI — жёлтый; • AgF — растворимая соль
Специфические свойства HF	$\text{Si} + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$ $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Фтороводород HF растворяет кремний и оксид кремния(IV)

Кислородсодержащие кислоты хлора

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Получение хлорноватистой кислоты HClO		
Взаимодействие хлора с водой	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$	Реакция протекает при охлаждении
Химические свойства хлорноватистой кислоты HClO		
Разложение	$2\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}_2$	Диспропорционирование
Окислительные свойства	$\text{HClO} + 2\text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	—
Получение хлористой кислоты HClO_2		
Воздействие на хлорит бария разбавленной серной кислоты	$\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HClO}_2$	Протекает реакция ионного обмена
Взаимодействие пероксида водорода с ClO_2	$2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HClO}_2 + \text{O}_2$	Протекает окислительно-восстановительная реакция
Химические свойства хлористой кислоты HClO_2		
Разложение	$4\text{HClO}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_2 + \text{HClO}_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	—
Получение хлорноватой кислоты HClO_3		
Взаимодействие хлората бария с серной кислотой	$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HClO}_3 + \text{BaSO}_4$	Протекает реакция ионного обмена

Химические свойства хлорноватой кислоты HClO_3		
Окислительные свойства	$6\text{P} + 5\text{HClO}_3 \rightarrow 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{HCl}$	Восстанавливаются до хлорид-иона
Получение хлорной кислоты HClO_4		
Воздействие на перхлораты разбавленной серной кислоты	$\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HClO}_4$	Протекает реакция ионного обмена
Химические свойства хлорной кислоты HClO_4		
Взаимодействие с металлами	$2\text{Ca} + 2\text{HClO}_4 \rightarrow 2\text{CaClO}_4 + \text{H}_2$	Разбавленные растворы хлорной кислоты взаимодействуют с металлами, в результате чего выделяется водород
Кислотные свойства	$2\text{HClO}_4 + \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HClO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Хлорная кислота взаимодействует с основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами



Кислородсодержащие кислоты хлора являются сильными окислителями.

Сильные кислоты — хлорная HClO_4 и хлорноватая HClO_3 , слабые кислоты — хлористая HClO_2 и хлорноватистая HClO .

ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ



Халькогены — элементы главной подгруппы VI группы Периодической системы: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po.

Кислород

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения кислорода O₂		
Перегонка сжиженного воздуха	—	Азот, имеющий более низкую температуру кипения, испаряется, а жидкий кислород остаётся
Электролиз H ₂ O	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$	Обычно используют водные растворы H ₂ SO ₄ или KOH
Лабораторные методы	$2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 4\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$ $2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ $2\text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow 6\text{PbO} + \text{O}_2$ $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$ $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $2\text{BaO}_2 \rightarrow 2\text{BaO} + \text{O}_2$	Разложение некоторых солей кислородсодержащих кислот, оксидов и пероксидов

Из надпероксидов	$2K_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + O_2$	Используется в космосе и на подводных лодках
Химические свойства кислорода O_2		
Взаимодействие с металлами	1) $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ 2) $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ $Ba + O_2 \rightarrow BaO_2$ 3) $K + O_2 \rightarrow KO_2$ 4) $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$	1) При сгорании большинства металлов образуются оксиды. 2) При сгорании натрия и бария в атмосфере кислорода образуются пероксиды. 3) При сгорании остальных щелочных металлов образуются надпероксиды. 4) При сгорании железа образуется смешанный оксид — железная окалина
Взаимодействие с неметаллами	1) $S + O_2 \rightarrow SO_2$ 2) $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ 3) $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ 4) $C + O_2 \rightarrow CO_2$ 5) $Si + O_2 \rightarrow SiO_2$	1) Сера горит ярко-синим пламенем до оксида серы(IV). 2) Реакция азота с кислородом протекает лишь при 1200 °С или в электрическом разряде. 3) Фосфор сгорает ослепительно-ярким пламенем. 4) Уголь горит без пламени, просто раскаляясь. 5) Реакция протекает при нагревании кремния до температуры выше 500 °С

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие с оксидами	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	При окислении низшие оксиды способны превращаться в высшие
Взаимодействие с сульфидами и сероводородом	$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$ $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$	В зависимости от количества кислорода может образоваться сера либо оксид серы(IV)
Взаимодействие с другими сложными веществами	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$ $2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NaNO}_3$ $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CuO}$ $2\text{MnO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_2$ $4\text{CrO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3$	Кислород выступает в качестве окислителя

Озон

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения озона O₃		
В озонаторе	$3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$	Эндотермическая обратимая реакция, выход озона около 5 %
Химические свойства озона O₃		
Качественная реакция	$2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$ $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + \text{крахмал} \rightarrow \text{синее окрашивание}$	В результате реакции образуется иод, который приводит к посинению раствора, содержащего крахмал
Окисление металлов	1) $\text{Mg} + \text{O}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{O}_2$ 2) $2\text{Ag} + \text{O}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2$ $2\text{Hg} + \text{O}_3 \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} + \text{O}_2$	1) С активными металлами и металлами средней активности реакция протекает с образованием оксида и молекулярного кислорода. 2) С малоактивными металлами реакция протекает при нормальных условиях до оксида
Окисление сложных веществ	$3\text{PbS} + 4\text{O}_3 \rightarrow 3\text{PbSO}_4$ $\text{NH}_3 + 4\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{O}_2$ $3\text{SO}_2 + \text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4$	Окисление чаще всего происходит до высшей степени окисления
Взаимодействие со щелочами и щелочными металлами	$\text{K} + \text{O}_3 \rightarrow \text{KO}_3$ $4\text{KOH} + 4\text{O}_3 \rightarrow 4\text{KO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	Реакция протекает с образованием озонидов K, Rb, Cs

Сера. Оксиды серы

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения серы S		
Восстановление оксида серы(IV) SO ₂ углём	$\text{SO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{S}$	—
Нагревание пирита	$\text{FeS}_2 \rightarrow \text{FeS} + \text{S}$	—
Восстановление оксида серы(IV) сероводородом	$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Реакция Вакенродера
Неполное окисление сероводорода	$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Кислород в недостатке
Химические свойства серы S		
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$1) \text{S} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 2\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$ $2) \text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1) При взаимодействии с азотной кислотой сера окисляется до степени +6. 2) При взаимодействии с серной кислотой протекает реакция сопропорционирования
Взаимодействие с металлами	$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$ $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$	Чаще всего используется расплав серы и образуются сульфиды. Ртуть — единственный металл, который реагирует с серой при н. у.

Взаимодействие с неметаллами	1) $S + O_2 \rightarrow SO_2$ 2) $S + 3F_2 \rightarrow SF_6$ $S + Cl_2 \rightarrow SCl_2 (S_2Cl_2)$ 3) $2P + 3S \rightarrow P_2S_3$ $H_2 + S \rightarrow H_2S$ 4) $C + 2S \rightarrow CS_2$	1) Сера сгорает на воздухе с образованием оксида серы(IV). 2) С фтором и хлором сера реагирует в мягких условиях. С хлором образуется смесь хлоридов серы SCl_2 и S_2Cl_2 . 3) Расплавленная сера активно взаимодействует с фосфором и водородом. 4) При пропускании паров серы над углеродом образуется сероуглерод, применяемый в качестве растворителя в органической химии
Взаимодействие со щелочами	$3S + 6KOH \rightarrow K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$ $4S + 6KOH \rightarrow K_2S_2O_3 + 2K_2S + 3H_2O$	При нагревании сера диспропорционирует в щелочах. При кипячении с избытком серы возможно образование тиосульфата
Взаимодействие с другими сложными веществами	$S + Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S_2O_3$ $2S + 2NO_2 \rightarrow N_2 + 2SO_2$ $3S + 2Cu_2O \rightarrow 2Cu_2S + SO_2$ $3S + 2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3SO_2$ $S + 2KMnO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnO_2$	—
Способы получения оксида серы(IV) SO_2		
Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой	$Cu + 2H_2SO_4 (конц.) \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$	В реакцию вступают металлы средней активности и неактивные

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Обжиг сульфидных минералов	$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$	При обжиге сульфидов образуется два оксида — оксид металла и оксид серы
Реакция обмена	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Сернистая кислота неустойчива и легко разлагается на SO_2 и H_2O
Химические свойства оксида серы(IV) SO_2		
Кислотные свойства	$\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Реакция протекает без изменения степеней окисления
Окислительные свойства	$\text{SO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{S} + \text{CO}_2$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Восстанавливается до серы
Восстановительные свойства	$5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	Окисляется до серной кислоты или сульфат-иона
Способ получения оксида серы(VI) SO_3		
Каталитическое окисление SO_2	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	$t = 400\text{—}450\text{ }^\circ\text{C}$, кат. V_2O_5
Химические свойства оксида серы(VI) SO_3		
Взаимодействие с водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	С образованием серной кислоты

Сероводород

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения сероводорода H_2S		
Из простых веществ	$\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	Реакция протекает с очень маленьким выходом
Действие разбавленных кислот на сульфиды	$\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$	Сульфиды CuS , HgS , PbS , Ag_2S не растворяются в разбавленных кислотах
Гидролиз сульфида алюминия	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$	На твёрдый сульфид действуют холодной водой
Химические свойства сероводорода H_2S		
Восстановительные свойства	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HBr}$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$ $4\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 4\text{PbO} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$	Окисляется до серы или серной кислоты
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	Окисляется до сернистого газа или серной кислоты
Кислотные свойства	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Вступает в реакцию с основными оксидами и основаниями
С солями	$\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbS} + 2\text{HNO}_3$	При взаимодействии с растворимыми солями образуются некоторые сульфиды: CuS , HgS , PbS , Ag_2S

Серная кислота

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способ получения серной кислоты H_2SO_4		
Контактный способ	1) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ 2) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат. } \text{V}_2\text{O}_5} \text{SO}_3$ 3) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	1) Сжигание серы. 2) Каталитическое окисление (кат. V_2O_5). 3) Поглощение SO_3 96%-ной серной кислотой с образованием 100%-ной кислоты
Химические свойства серной кислоты H_2SO_4		
Кислотные свойства	$\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Серная кислота взаимодействует с основными и амфотерными оксидами, с основными и амфотерными гидроксидами
Взаимодействие с металлами	1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ 2) $4\text{Ca} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1) Разбавленная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности металлов до водорода. 2) Концентрированная серная кислота — кислота-окислитель, продуктами её восстановления могут быть H_2S , S , SO_2 . Fe , Cr , Al — только при нагревании, это обусловлено пассивацией
Взаимодействие с неметаллами	$2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Концентрированная серная кислота взаимодействует с фосфором, углеродом, серой

ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



Пниктогены — элементы главной подгруппы V группы Периодической системы: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi.

Азот

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения азота N		
Термическое разложение некоторых солей аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Разложение дихромата и нитрита аммония
Окисление аммиака	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	Реакция идёт без использования катализатора!
Перегонка воздуха	—	Азот, имеющий более низкую температуру кипения, испаряется, а жидкий кислород остаётся
Химические свойства азота N		
Взаимодействие с металлами	$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ $3\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca}_3\text{N}_2$	Магний и литий вступают в реакцию с азотом при нормальных условиях, для получения нитридов других металлов необходимо нагревание
Взаимодействие с неметаллами	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{э}} 2\text{NO}$ $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[\text{кат.}]{} 2\text{NH}_3$	С кислородом реакция идёт только в электрическом разряде, с водородом — при нагревании, высоком давлении и в присутствии катализатора

Фосфор

Название процесса	Химическая реакция		Комментарий
Способы получения фосфора Р			
Восстановление фосфата кальция без доступа воздуха	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO} + 3\text{CaO}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SiO}_2 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO} + 3\text{CaSiO}_3$		Спекание апатита, речного песка и угля при $t = 1300\text{ }^\circ\text{C}$ без доступа воздуха
Химические свойства фосфора Р			
Взаимодействие с металлами	$6\text{Mg} + \text{P}_4 \rightarrow 2\text{Mg}_3\text{P}_2$		Фосфор взаимодействует только с активными металлами
Взаимодействие с неметаллами	$\text{P}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6$ $\text{P}_4 + 6\text{Br}_2 \rightarrow 4\text{PBr}_3$ $\text{P}_4 + 6\text{S} \rightarrow 2\text{P}_2\text{S}_3$ $\text{P}_4 + 6\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_3$	$\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$ $\text{P}_4 + 10\text{S} \rightarrow 2\text{P}_2\text{S}_5$ $\text{P}_4 + 10\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_5$ $\text{P}_4 + \text{H} \nrightarrow$	С неметаллами возможно образование бинарных соединений. Фосфор может повышать степень окисления до +3 или до +5. Фосфор с водородом не взаимодействует!
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{P}_4 + 20\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 20\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_4 + 10\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 10\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$		Окисляется до максимальной степени окисления
Взаимодействие со щелочами	$\text{P}_4 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{KH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$		В реакцию вступает только белый фосфор, образуется гипофосфит
Взаимодействие с другими окислителями	$12\text{P} + 10\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{P}_4\text{O}_{10} + 10\text{KCl}$ $3\text{P}_4 + 20\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 20\text{MnO}_2 + 8\text{K}_2\text{HPO}_4 + 4\text{KH}_2\text{PO}_4$		Окисляется до максимальной степени окисления

Аммиак и фосфин

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения аммиака NH_3		
Из простых веществ	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$	$t = 400\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 1000\text{ атм.}$, кат. — высокодисперсное железо
Из солей аммония	$2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$	Нагревание приводит к выделению аммиака
Химические свойства аммиака NH_3 и фосфина PH_3		
Взаимодействие с кислотами	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{PH}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{PH}_4\text{I}$	Фосфин взаимодействует только с наиболее сильными кислотами HI, HClO_4 при отсутствии воды
Восстановительные свойства	1) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}, \text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{HCl}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{PH}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 + 3\text{HCl}$ $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$	1) При отсутствии катализатора азот повышает степень окисления до 0, при использовании катализатора возможно последующее окисление до NO. 2) Фосфор повышает степень окисления до +3 или до +5
Взаимодействие с активными металлами	$2\text{NH}_3 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ $2\text{NH}_3 + 3\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$	Жидкий аммиак растворяет металлы с образованием амидов или нитридов

Оксиды азота

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Оксид азота(I) N_2O		
Разложение	$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$	—
Взаимодействие с неметаллами	$4P + 10N_2O \rightarrow P_4O_{10} + 10N_2$ $2N_2O + S \rightarrow 2N_2 + SO_2$	N_2O — «веселящий газ», сильный окислитель, в его атмосфере горят сера, фосфор, загорается лучина
Оксид азота(II) NO		
Взаимодействие с неметаллами	$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$ $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$	Окисляется галогенами и кислородом
Взаимодействие с оксидами	$2NO + 2SO_2 \rightarrow 2SO_3 + N_2$	В атмосфере NO окисляется оксид серы(IV) до оксида серы(VI)
Оксид азота(III) N_2O_3		
Взаимодействие с водой	$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$	Реакция без изменения степени окисления с образованием азотистой кислоты
Разложение	$N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$	При нагревании диспропорционирует на два других оксида
Диоксид азота NO_2		
Взаимодействие со щёлочью	$2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$	Реакция диспропорционирования с образованием двух солей

Взаимодействие с водой	$1) 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$ $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ $2) 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$	1) На холоде протекает реакция диспропорционирования с образованием двух кислот, при нагревании азотистая кислота разлагается. 2) При окислении в воде в присутствии кислорода получается только азотная кислота
Окислительные свойства	$2\text{C} + 2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ $2\text{P} + 5\text{NO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{NO}$ $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$	—
Оксид азота(V) N_2O_5		
Взаимодействие с водой	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$	Реакция без изменения степени окисления с образованием азотистой кислоты
Разложение	$2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{NO}_2$	При нагревании разлагается



Для азота существует пять оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Первые четыре являются газами, оксид азота(V) N_2O_5 — твёрдый.

Оксиды N_2O , NO являются несолеобразующими, для них наиболее характерны окислительно-восстановительные реакции.

Оксиды N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 — кислотные.

Оксиды N_2O_3 и N_2O_5 устойчивы только при низких температурах.

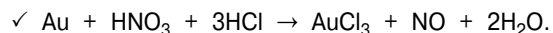
Азотная кислота

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения азотной кислоты HNO_3		
Окисление NO_2 и сложных веществ	$4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$ $2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HNO}_3 + \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	При окислении оксида(IV) в воде в присутствии кислорода получается азотная кислота
Реакция обмена	$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$	Лабораторный способ получения — действие концентрированной серной кислоты на нитраты
Химические свойства азотной кислоты HNO_3		
Кислотные свойства	$\text{BaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Взаимодействует с основными и амфотерными оксидами, с основными и амфотерными гидроксидами
Взаимодействие с неметаллами	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$ $\text{S} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$ $3\text{C} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	Азотная кислота способна окислить C, P, S, I_2

Взаимодействие с металлами	1) $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 \text{ (оч. разб.)} \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ 2) $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{Au} + \text{HNO}_3 \nrightarrow$ $\text{Pt} + \text{HNO}_3 \nrightarrow$	1) Очень разбавленная кислота с активными металлами образует NH_4NO_3, с малоактивными металлами — NO. 2) Концентрированная кислота с металлами средней активности и неактивными образует NO_2, с активными металлами возможно образование N_2, N_2O. Металлы Fe, Cr, Al взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой только при нагревании, это обусловлено пассивацией. 3) Азотная кислота не взаимодействует с золотом Au и платиной Pt!
Окисление сложных веществ	$2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HNO}_3 + \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	—

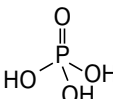
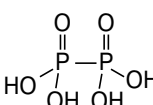
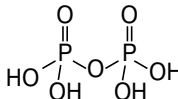


Смесь одного объёма концентрированной азотной кислоты HNO_3 и трёх объёмов концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты HCl называется царской водкой. Она обладает сильнейшими окислительными свойствами, может растворять золото, платину и другие благородные металлы:



Пассивация — образование на поверхности металла тонких, чаще всего оксидных, слоёв, препятствующих коррозии. Алюминий, хром и железо пассивируются в холодных концентрированных кислотах-окислителях. Благодаря пассивации концентрированные серную и азотную кислоты можно перевозить в алюминиевых цистернах.

Кислоты фосфора

Название кислоты	Название солей	Основность кислоты
Фосфорноватистая H_3PO_2 	KH_2PO_2 — гипофосфит калия	Одноосновная
Фосфористая H_3PO_3 	K_2HPO_3 — фосфит калия; KH_2PO_3 — гидрофосфит калия	Двухосновная
Метафосфорная $(\text{HPO}_3)_n$ 	KPO_3 — метафосфат калия	Одноосновная
Ортофосфорная (фосфорная) H_3PO_4 	K_3PO_4 — ортофосфат (фосфат) калия; K_2HPO_4 — гидрофосфат калия; KH_2PO_4 — дигидрофосфат калия	Трёхосновная
Фосфорноватая $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ 	$\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_6$ — гипофосфат калия; $\text{K}_3\text{HP}_2\text{O}_6$ — гидрогипофосфат калия; $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ — дигидрогипофосфат калия; $\text{KH}_3\text{P}_2\text{O}_6$ — тригидрогипофосфат калия	Четырёхосновная
Пирофосфорная $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 	$\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — пирофосфат калия; $\text{K}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ — гидропирофосфат калия; $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ — дигидропирофосфат калия; $\text{KH}_3\text{P}_2\text{O}_7$ — тригидропирофосфат калия	Четырёхосновная

Ортофосфорная кислота

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения ортофосфорной кислоты H_3PO_4		
Окисление фосфора и фосфина	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$ $\text{PH}_3 + 8\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	В качестве окислителя используется 30%-ная азотная кислота
Гидролиз пентагалогенидов	$\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$ $\text{POCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{HCl}$	PI_5 не существует!
Воздействие на фосфаты концентрированной серной кислотой	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$	Серная кислота берётся в избытке, иначе возможно образование гидрофосфата либо дигидрофосфата
Растворение оксида фосфора(V) в воде	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$	Оксид фосфора(V) очень гигроскопичен, поэтому применяется для осушки газов
Химические свойства ортофосфорной кислоты H_3PO_4		
Взаимодействие с металлами	$3\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$	Металлы должны находиться в ряду активности металлов до водорода
Кислотные свойства	$3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	Ортофосфорная кислота взаимодействует с основными оксидами и гидроксидами, с аммиаком образует кислые соли
Разложение	$2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t = 260^\circ \text{C}} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$	—

ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ



Элементы IV группы подгруппы углерода — углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец Pb.

Углерод

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения углерода C		
Коксование	—	Коксование каменного угля — промышленный метод переработки путём нагревания до 600—1100 °С без доступа воздуха с целью получения кокса, горючих газов и сырья для химической промышленности
Крекинг метана	$\text{CH}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{H}_2$	Высокотемпературное разложение природного газа
Химические свойства углерода C		
Взаимодействие с некоторыми металлами	$\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaC}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_4\text{C}_3$	Под воздействием высоких температур углерод способен взаимодействовать с металлами, образуя карбиды
Взаимодействие с водородом	$\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_4$	При температуре электрической дуги углерод соединяется с водородом, образуя метан CH_4

Взаимодействие с кислородом	$\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2$ (избыток кислорода) $2\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}$ (недостаток кислорода)	При взаимодействии с кислородом может образовываться как угарный, так и углекислый газ. Продукт реакции зависит от количества кислорода: при его недостатке наблюдается неполное сгорание и образуется угарный газ
Взаимодействие с фтором	$\text{C} + 2\text{F}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CF}_4$	Из галогенов углерод взаимодействует только с фтором
Взаимодействие с другими неметаллами	1) $\text{C} + 2\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{CS}_2$ 2) $\text{C} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{SiC}$ 3) $\text{C} + \text{P} \nrightarrow$	1) При взаимодействии с серой образуется сероуглерод CS_2 — вещество, используемое в органической химии в качестве растворителя. 2) При температуре около 2000 °С при взаимодействии с кремнием образуется карбид кремния — карборунд SiC . 3) Углерод не взаимодействует с фосфором!
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Концентрированные серная и азотная кислоты окисляют углерод до оксида углерода(IV) CO_2 с образованием воды, оксида серы(IV) и оксида азота(IV) соответственно
Взаимодействие с водой	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO} + \text{H}_2$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + 2\text{H}_2$	Процесс протекает при температуре 1200 °С, происходит окисление до оксидов углерода — CO и CO_2

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Химические свойства углерода С		
Взаимодействие с солями	$5\text{C} + 4\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{CO}_2 + 2\text{N}_2$ $4\text{C} + \text{BaSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaS} + 4\text{CO}$	Сульфаты при взаимодействии с углеродом образуют сульфиды
Взаимодействие с оксидами металлов	$1) \text{CuO} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{CO}$ $\text{PbO} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Pb} + \text{CO}$ $2) \text{CaO} + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaC}_2 + \text{CO}$ $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}$	1) Взаимодействие с оксидами неактивных металлов приводит к образованию металлов и угарного газа. 2) При взаимодействии с оксидами активных металлов углерод проявляет окислительные свойства и могут образовываться карбиды
Взаимодействие с оксидами неметаллов	$\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{SiC} + \text{CO}_2$	С оксидами неметаллов происходит окисление до углекислого либо угарного газа



Углерод С образует четыре основные аллотропные формы различного строения: алмаз (sp^3 -гибридизация атомов С), графит (sp^2 -гибридизация атомов С), карбин (sp -гибридизация атомов С), фуллерены (sp^2 -гибридизация атомов С). Наиболее химически активным является графит.



Углерод проявляет свойства окислителя (с элементами, которые расположены ниже и левее в Периодической системе) и свойства восстановителя (с элементами, расположенными выше и правее). Поэтому углерод реагирует и с металлами, и с неметаллами.

Углерод малоактивен, на холоде реагирует только с фтором. Химическая активность элемента проявляется при высоких температурах.

Оксиды углерода

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Оксид углерода(II) CO		
Взаимодействие со щелочами	$\text{CO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{HCOONa}$	В расплаве щёлочи и при повышенном давлении протекает реакция с образованием соли муравьиной кислоты — формата
Взаимодействие с водородом	1) $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ 2) $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C} + \text{H}_2\text{O}$	1) Реакция проводится при температуре 230—400 °С и давлении 50—100 атм. 2) Водяной пар при температуре выше 1000 °С взаимодействует с раскалённым коксом, в результате чего образуется синтез-газ (смесь водорода и оксида углерода(II))
Взаимодействие с кислородом	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$	При 700 °С происходит окисление до углекислого газа
Взаимодействие с хлором	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$	Образуется ядовитый газ — фосген, вызывающий паралич дыхательных путей
Взаимодействие с водой	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	При взаимодействии с парами воды образуется углекислый газ и водород
Восстановительные свойства	$3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$	Взаимодействует с оксидами металлов

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Оксид углерода(IV) CO_2		
Кислотные свойства	1) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ 2) $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1) Обратимо реагирует с водой, в результате чего образуется неустойчивая угольная кислота. 2) Взаимодействует с основными оксидами и гидроксидами
Взаимодействие с активными металлами	$\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$	—
Взаимодействие с неметаллами	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$	Углекислый газ окисляется углеродом и водородом до угарного газа



Углерод образует два оксида: в степени окисления +2 — CO (угарный газ), в степени окисления +4 — CO_2 (углекислый газ).

CO — несолеобразующий оксид. Угарный газ CO не имеет цвета и запаха, очень ядовит.

CO_2 — кислотный оксид. Углекислый газ CO_2 не имеет цвета и запаха, нерастворим в воде, не поддерживает горение.

Кремний

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Способы получения кремния Si		
Восстановление оксида кремния(IV)	$\text{SiO}_2 + 2\text{C (недост.)} \rightarrow \text{Si} + 2\text{CO}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$	В качестве восстановителей используется углерод (в недостатке) или активные металлы
Восстановление хлорида кремния(IV)	$\text{SiCl}_4 + 2\text{Zn} \rightarrow \text{Si} + 2\text{ZnCl}_2$	—
Восстановление алюминием	$3\text{Na}_2\text{SiF}_6 + 4\text{Al} \rightarrow 2\text{AlF}_3 + 2\text{Na}_3\text{AlF}_6 + 3\text{Si}$	—
Химические свойства кремния Si		
Взаимодействие с металлами	$2\text{Mg} + \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si}$	Кремний взаимодействует с Mg, Ca, Cu, Fe, Pt, Bi с образованием силицидов
Взаимодействие с неметаллами	1) $\text{Si} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$ $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2$ $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$ $4\text{Si} + \text{S}_8 \rightarrow 4\text{SiS}_2$ 2) $3\text{Si} + 2\text{N}_2 \rightarrow \text{Si}_3\text{N}_4$ $\text{Si} + \text{C} \rightarrow \text{SiC}$	1) С фтором реакция протекает при н. у., с кислородом, хлором и серой — при температуре 400—600 °С. 2) С углеродом и азотом реакция протекает при очень высоких температурах
Взаимодействие с плавиковой кислотой	$\text{Si} + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$	В аналогичную реакцию вступает и оксид кремния(IV) — травление стекла

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Химические свойства кремния Si		
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$3\text{Si} + 4\text{HNO}_3 + 12\text{HF} \rightarrow 3\text{SiF}_4 + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Si} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HF} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SiF}_6 + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$	Кремний в концентрированных серной и азотной кислотах пассивируется и растворяется лишь в смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот
Взаимодействие с водой	$\text{Si} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$	Реакция протекает лишь при высокой температуре
Взаимодействие со щелочами	$\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$	Щёлочи окисляют кремний до силикатов, реакция протекает с выделением водорода
Взаимодействие с оксидами	$2\text{MgO} + 3\text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{SiO}$	При нагревании с оксидами активных металлов кремний диспропорционирует, образуя оксиды и силициды
Взаимодействие с другими сложными веществами	$\text{Si} + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SiS}_2 + 2\text{H}_2$ $3\text{Si} + 4\text{NH}_3 \rightarrow \text{Si}_3\text{N}_4 + 6\text{H}_2$	При пропускании над горячим кремнием сероводорода получают дисульфид, а при взаимодействии с аммиаком — нитрид



Кремний образует две аллотропные модификации — аморфный и кристаллический кремний. Имеет атомную кристаллическую решётку, в связи с этим обладает низкой химической активностью. При нормальных условиях кремний взаимодействует только с фтором и растворами щелочей, все остальные реакции протекают при нагревании.

МЕТАЛЛЫ



К металлам относится бóльшая часть химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева. Их насчитывается 82. В состав подгрупп IA и IIA входят щелочные металлы Li, Na, K, Rb, Cs, Fr и щёлочноземельные металлы Ca, Sr, Ba, Ra.

Способы получения металлов

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Электролиз расплавов солей (электрометаллургия)	$\text{NaCl (расплав)} \xrightarrow{\text{э}} \text{Na} + \text{Cl}_2$ $2\text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (расплав в } \text{Na}_3[\text{AlF}_6]) \xrightarrow{\text{э}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2$	В результате на катоде образуется чистый металл. Этот способ чаще используют для получения щелочных, щёлочноземельных металлов и алюминия
Восстановление оксидов (пи-рометаллургический метод)	$5\text{Mg} + \text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow 5\text{MgO} + 2\text{V}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$	В качестве восстановителей используют C, CO, H₂ или более активный металл (Mg, Al). Если используют активный металл, то процесс называется металлотермией (магнийтермия, алюминотермия)

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Обжиг сульфидов	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ $\text{ZnO} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Zn}$	Многие металлы в природе встречаются в виде сульфидов, после кислородного обжига получают оксид, который затем восстанавливают пирометаллургическим методом (то есть более активным металлом)
Гидрометаллургия	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{FeO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}$ $\text{CrO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cr}$	При использовании гидрометаллургии металл сначала переводят в раствор в виде соли, а затем восстанавливают более активным металлом
Термическое разложение	$2\text{AgCN} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{C}_2\text{N}_2$ $\text{Hg}(\text{CN})_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{C}_2\text{N}_2$	При очень высоких температурах связи в молекулах разрушаются и могут образовываться простые вещества. Например, серебро и ртуть можно получить путём разложения соответствующих цианидов AgCN и $\text{Hg}(\text{CN})_2$ при температуре не менее 400°C
Биометаллургия	—	Относительно новый способ получения металлов. Его отличительной особенностью является использование микроорганизмов для перевода руд в растворимую форму

Щелочные металлы

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$2\text{Li} + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{LiF}$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ $2\text{Na} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{NaBr}$ $2\text{K} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{KI}$	С фтором реакция протекает при комнатной температуре, с хлором только рубидий и цезий взаимодействуют при комнатной температуре, остальные — при нагревании. С бромом щелочные металлы взаимодействуют более энергично, чем с хлором, из-за его жидкого агрегатного состояния. Реакции с иодом протекают при нагревании
Взаимодействие с кислородом	$4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ (с примесями оксида) $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{KO}_2$ (с примесями пероксида)	Нагретые щелочные металлы сгорают на воздухе или в кислороде, образуя оксиды (литий), пероксиды (натрий) и надпероксиды (супероксиды) (калий, рубидий, цезий)
Взаимодействие с серой	$2\text{Li} + \text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}$ $2\text{K} + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$	С серой щелочные металлы реагируют при нагревании, образуются сульфиды и дисульфиды
Взаимодействие с азотом	$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ $6\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{N}$	С азотом реагируют литий (при комнатной температуре) и натрий (при нагревании или при электрическом разряде). Тяжёлые щелочные металлы нитридов не образуют
Взаимодействие с углеродом	$2\text{Li} + 2\text{C} \rightarrow \text{Li}_2\text{C}_2$	При нагревании лития с углеродом образуется ацетиленид, остальные металлы карбидов не образуют

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с фосфором	$3\text{Na} + \text{P} \rightarrow \text{Na}_3\text{P}$	С фосфором щелочные металлы реагируют при нагревании в атмосфере инертного газа
Взаимодействие с кремнием	$\text{K} + \text{Si} \rightarrow \text{KSi}$	При сплавлении кремния со щелочным металлом в инертной атмосфере образуются силициды
Взаимодействие с водородом	$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaNH}$	С водородом щелочные металлы при нагревании образуют гидриды
Взаимодействие с водой	$2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$	Все щелочные металлы реагируют с водой, выделяя водород. Реакция экзотермичная, натрий воспламеняется, остальные реагируют со взрывом, литий реагирует спокойнее остальных
Взаимодействие с аммиаком	$2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{NH}_3$	Щелочные металлы легко растворяются в жидком аммиаке с образованием амида, но при добавлении воды данное вещество легко гидролизуется
Взаимодействие с солями	$3\text{Na} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} + 3\text{NaCl}$ $4\text{Na} + \text{TiCl}_4 \rightarrow 4\text{NaCl} + \text{Ti}$	Щелочные металлы могут восстанавливать другие металлы из расплавов их оксидов и солей. Однако из-за высокой активности и трудности проведения реакций щелочные металлы обычно не используют
Взаимодействие с кислотами	$2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$	Щелочные металлы реагируют с кислотами, но реакции протекают очень бурно, а также их стоит проводить в инертной атмосфере, в связи с этими трудностями они не имеют практического значения

Щёлочноземельные металлы и магний

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$ $\text{Mg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{MgBr}_2$	С галогенами металлы образуют галогениды. С иодом реакция идёт во влажной среде
Взаимодействие с кислородом	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ $\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO}_2$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$	При сжигании щёлочноземельных металлов всегда получаются оксиды, пероксиды образуются только в результате взаимодействия с барием. Кальций горит красноватым пламенем, магний — ослепительно-белым
Взаимодействие с серой	$\text{Ca} + \text{S} \rightarrow \text{CaS}$ $3\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$	С серой все металлы образуют сульфиды
Взаимодействие с азотом и фосфором	$3\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$ $3\text{Ba} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ba}_3\text{P}_2$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$	При нагревании с азотом все металлы образуют нитриды, а с фосфором — фосфиды
Взаимодействие с углеродом	$\text{Ca} + 2\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2$	При нагревании с углеродом щёлочноземельные металлы и магний образуют карбиды состава MeC_2 , которые реагируют с водой с образованием ацетилена
Взаимодействие с кремнием	$\text{Si} + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si}$	С кремнием протекают аналогичные реакции с образованием силицидов

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с водородом	$\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$	При нагревании в атмосфере водорода щёлочноземельные металлы образуют гидриды. Гидрид магния получают только при повышенном давлении
Взаимодействие с водой	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$ $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$	Щёлочноземельные металлы реагируют с водой, магний реагирует с водяным паром при нагревании (поскольку увеличивается растворимость основания)
Взаимодействие с аммиаком	$3\text{Mg} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ $3\text{Ca} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{CaH}_2 + \text{N}_2$ / $\text{Ca} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{Ca(NH}_2)_2 + \text{H}_2$	При взаимодействии с аммиаком магний образует нитрид, а кальций — гидрид
Взаимодействие с солями и оксидами металлов	$\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{MgSO}_4$ $\text{Mg} + 2\text{AgBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + 2\text{Ag}$ $5\text{Mg} + \text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow 5\text{MgO} + 2\text{V}$	Магний часто используют для вытеснения менее активных металлов из их солей или оксидов — магниетермия. Эта реакция малоприменима для металлов, стоящих в ряду активности левее магния. Если внести такой металл в раствор соли, прежде всего будет протекать его реакция с водой с образованием соответствующего гидроксида и выделением водорода

Взаимодействие с кислотами	1) $\text{Ba} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{HBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{H}_2$ $\text{Sr} + 2\text{HClO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2$ 2) $4\text{Ca} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	1) В результате реакции щёлочноземельных металлов и магния с кислотами-неокислителями образуются соли и выделяется водород. 2) С кислотами-окислителями в зависимости от концентрации могут образовываться разные продукты восстановления кислот
Взаимодействие магния с некоторыми оксидами неметаллов	1) $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$ $2\text{Ca} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + \text{C}$ 2) $\text{Mg} + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{N}_2$ $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$	1) При горении магниевой ленты в атмосфере углекислого газа происходит образование углерода. 2) Аналогичные реакции возможны с оксидами других неметаллов

Жёсткость воды

Тип жёсткости	Способы борьбы с жёсткостью воды
Временная (карбонатная) — обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов кальция и магния	1) Кипячение: $\checkmark \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\checkmark \text{Mg(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ 2) Добавление кальцинированной соды: $\checkmark \text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaHCO}_3$ $\checkmark \text{Mg(HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 2\text{NaHCO}_3$ 3) Добавление известкового молока: $\checkmark \text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\checkmark \text{Mg(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{MgCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
Постоянная (некарбонатная) — обусловлена наличием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния. Такой тип жёсткости невозможно устранить кипячением — только химическим путём	1) Добавление кальцинированной соды: $\checkmark \text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\checkmark \text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 2\text{NaCl}$ 2) Для устранения жёсткости также применяют высокомолекулярные органические соединения — иониты. Для связывания кальция используют катиониты: $\checkmark \text{Ca}^{2+} + (\text{катионит})\text{H} \rightarrow (\text{катионит})_2\text{Ca} + 2\text{H}^+$



Жёсткость воды — совокупность свойств природной воды, обусловленных повышенным содержанием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в виде растворимых солей.

Алюминий

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Al} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{AlBr}_3$ $2\text{Al} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{AlI}_3$	При небольшом нагревании реагирует с хлором Cl, а с иодом I и бромом Br — при комнатной температуре
Взаимодействие с кислородом	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$	В виде стружек алюминий ярко горит на воздухе
Взаимодействие с серой	$2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$	При нагревании взаимодействует с серой (200 °C)
Взаимодействие с азотом и фосфором	$2\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{AlN}$ $\text{Al} + \text{P} \rightarrow \text{AlP}$	При высоких температурах реагирует с азотом (800 °C) и фосфором (500 °C)
Взаимодействие с углеродом	$4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$	При нагревании реагирует с углеродом, образуется карбид, который гидролизуется с выделением метана
Взаимодействие с водой	$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$	Поверхность металлического алюминия обычно покрыта тонкой, но прочной плёнкой оксида, которая защищает металл от взаимодействия с окружающей средой. Если плёнку оксида удалить, то металл будет энергично реагировать с водой

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с солями	$2\text{Al} + 3\text{ZnCl}_2 \rightarrow 3\text{Zn} + 2\text{AlCl}_3$	Взаимодействует с солями менее активных металлов, вытесняет при этом металл из соли
Взаимодействие со щелочами	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$ $2\text{Al} + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2$ $2\text{Al} + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + 2\text{K}_2\text{O} + 3\text{H}_2$ $2\text{Al} + \text{K}_2\text{CO}_3 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2$	Алюминий растворяется в растворах щелочей и карбонатов щелочных металлов
Взаимодействие с кислотами	1) $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$ 2) $\text{Al} + 4\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ 3) $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	1) Легко растворяется в кислотах-неокислителях. 2) В разбавленной азотной кислоте идёт окислительно-восстановительная реакция. 3) Концентрированные азотная и серная кислоты на холоде не действуют на алюминий — пассивация. При нагревании алюминий способен восстанавливать эти кислоты
Взаимодействие с оксидами неметаллов	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$	Алюмотермия (используют в основном для получения Mn, Cr, V, W)

Бериллий

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$\text{Be} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{BeCl}_2$	Бериллий реагирует с галогенами при нагревании
Взаимодействие с кислородом	$2\text{Be} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{BeO}$	На воздухе бериллий покрывается оксидной плёнкой, которая придаёт ему матовый оттенок и обуславливает его пониженную химическую активность
Взаимодействие с серой	$\text{Be} + \text{S} \rightarrow \text{BeS}$	При нагревании
Взаимодействие с азотом	$3\text{Be} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Be}_3\text{N}_2$	При нагревании
Взаимодействие с углеродом	$2\text{Be} + \text{C} \rightarrow \text{Be}_2\text{C}$	Бериллий образует карбид Be_2C , который гидролизуется с выделением метана
Взаимодействие с водой	$\text{Be} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BeO} + \text{H}_2$	Бериллий взаимодействует только с перегретым водяным паром
Взаимодействие со щелочами	$\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$	Подобно алюминию, бериллий растворяется в щелочах с выделением водорода, но при нагревании
Взаимодействие с кислотами	$\text{Be} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2$	Холодная концентрированная азотная кислота пассивирует бериллий, однако металл легко растворяется в разбавленных водных растворах кислот

Цинк

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$	Взаимодействует при нагревании с образованием галогенидов
Взаимодействие с кислородом	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$ $2\text{Zn} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Zn(OH)}_2$ $2\text{Zn} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$	При нагревании окисляется до оксида, во влажном воздухе — до гидроксида. В присутствии углекислого газа возможно образование гидрокарбоната
Взаимодействие с серой	$\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$	При нагревании с серой образуется сульфид
Взаимодействие с фосфором	$3\text{Zn} + 2\text{P} \rightarrow \text{Zn}_3\text{P}_2$	При нагревании с фосфором образуется фосфид
Взаимодействие с водой	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$	Реагирует с водяным паром, в результате чего образуется оксид
Взаимодействие с аммиаком	$3\text{Zn} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{Zn}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ $\text{Zn} + 4\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn(NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2$	С газообразным аммиаком образуется нитрид, а с концентрированным раствором наблюдается растворение металла и выделение водорода
Взаимодействие со щелочами	$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] + \text{H}_2$	При взаимодействии с растворами щелочей выделяется водород. Данную реакцию часто используют для получения водорода в лаборатории

Взаимодействие с кислотами	1) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $3\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ 2) $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \text{ (оч. разб.)} \rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	1) При взаимодействии с кислотами-неокислителями выделяется водород. 2) При взаимодействии с кислотами-окислителями в зависимости от концентрации кислоты возможно образование разных продуктов восстановления
Взаимодействие с некоторыми оксидами неметаллов	$3\text{Zn} + \text{SO}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + \text{ZnS}$ $\text{Zn} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{CO}$	Цинк проявляет восстановительные свойства
Взаимодействие с солями и оксидами металлов	$\text{Zn} + \text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd} + \text{ZnSO}_4$ $\text{Zn} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnO}$	Цинк вытесняет менее активные металлы из их оксидов и солей



На воздухе цинк покрывается оксидной плёнкой, которая защищает его от дальнейшего окисления.



В организме человека цинк нужен для производства белков и ДНК, роста и восстановления мышц, важен для правильного ощущения вкуса и запаха, способствует заживлению ран, помогает иммунной системе бороться с бактериями и вирусами, улучшает пищеварение, регулирует выработку гормонов.

Медь

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ $\text{Cu} + \text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{CuCl}$ $\text{Cu} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CuBr}_2$ $2\text{Cu} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{CuI}$	При нагревании медь сгорает в хлоре, с влажным хлором реагирует при комнатной температуре
Взаимодействие с кислородом	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} \text{ (400 } ^\circ\text{C)}$ $\text{Cu} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} \text{ (800 } ^\circ\text{C)}$	При нагревании медь реагирует с кислородом, покрывается чёрным налётом
Взаимодействие с серой	$2\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$ $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$	При нагревании медь взаимодействует с серой
Взаимодействие с солями	$2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$ $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$	Медь вытесняет менее активные металлы из их солей, также может выступать восстановителем при взаимодействии с солями железа(III)
Взаимодействие с кислотами-окислителями	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	Протекают окислительно-восстановительные реакции с образованием солей меди(II)
Взаимодействие с некоторыми оксидами неметаллов	$4\text{Cu} + 2\text{NO}_2 \rightarrow 4\text{CuO} + \text{N}_2$ $5\text{Cu} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2 + 5\text{CuO}$ $\text{Cu} + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{CuO} + \text{N}_2\uparrow$	—

Хром

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие с галогенами	$2\text{Cr} + 3\text{F}_2 \rightarrow 2\text{CrF}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{CrBr}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{CrI}_3$	При комнатной температуре хром реагирует только с фтором, при нагревании до 600 °С — с хлором и бромом
Взаимодействие с кислородом	$4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3$	При высоких температурах хром горит в кислороде с образованием оксида трёхвалентного хрома
Взаимодействие с серой	$2\text{Cr} + 3\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$	С серой хром взаимодействует только при нагревании, при этом образуется сульфид хрома(III)
Взаимодействие с азотом и фосфором	$2\text{Cr} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{CrN}$ $\text{Cr} + \text{P} \rightarrow \text{CrP}$	С азотом и фосфором хром взаимодействует только при нагревании
Взаимодействие с углеродом	$\text{Cr} + \text{C} \rightarrow \text{CrC}$	С углеродом хром взаимодействует только при нагревании
Взаимодействие с водой	$2\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$	Хром реагирует исключительно с парами воды

Химические свойства	Химические реакции	Комментарии
Взаимодействие со щелочами	$\text{Cr} + \text{KClO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	Растворы щелочей на хром практически не действуют, однако могут в присутствии сильных окислителей
Взаимодействие с солями и оксидами металлов	$\text{Cr} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{CrSO}_4$	Хром реагирует с солями менее активных металлов
Взаимодействие с кислотами	1) $\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$ 2) $2\text{Cr} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr} + 6\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	1) Хром растворяется в разбавленных кислотах с выделением водорода и образованием ярко-синих растворов солей хрома(II). 2) Хром пассивируется холодными концентрированными кислотами H_2SO_4 и HNO_3 . Однако при сильном нагревании эти кислоты растворяют хром с образованием солей хрома(III)



Хром — серебристо-белый металл с сероватым оттенком, обладает высокой твёрдостью и хрупкостью. Обычно на поверхности металла имеется тонкий слой оксида.

Хроматы и дихроматы

	Среда и превращение соли	Химическая реакция
ОВР	Кислая: 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ 2) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	1) $\text{K}_2\text{CrO}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$
	Нейтральная: 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ 2) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$	1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{NaI} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{KOH} + 3\text{I}_2\downarrow + 6\text{NaOH}$ 2) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}(\text{OH})_3$
	Щелочная: 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] / \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] / \text{KOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3$ 2) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] / \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] / \text{KOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3$	1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{NO}_2 + 4\text{KOH} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{NO}_3 + 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ 2) $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
Не ОВР	Кислая: $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	Щелочная: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Железо

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Взаимодействие с галогенами	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ $\text{Fe} + \text{I}_2 \rightarrow \text{FeI}_2$	При взаимодействии с галогенами (кроме иода) образуются соли железа(III)
Взаимодействие с кислородом	$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4$ $2\text{Fe} + \text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$	При нагревании на воздухе образуется железная окалина, в избытке чистого кислорода — оксид железа(III)
Взаимодействие с серой	$\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$ $\text{Fe} + 2\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}_2$	При нагревании до 600 °C образуется дисульфид железа, при 700 °C — сульфид железа(II)
Взаимодействие с азотом и фосфором	$4\text{Fe} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{N}$ $3\text{Fe} + \text{P} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{P}$	При нагревании взаимодействует с образованием нитридов и фосфидов нестехиометрического состава
Взаимодействие с углеродом и кремнием	$2\text{Fe} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{C}$ $2\text{Fe} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{Si}$	При высокой температуре в результате взаимодействия с углём образуются карбиды нестехиометрического состава
Взаимодействие со щелочами	$\text{Fe} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ $\text{Fe} + 2\text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	Реакция возможна только с концентрированным кипящим раствором

Взаимодействие с водой	1) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ 2) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	1) Железо взаимодействует только с водяным паром, в результате образуется окалина. 2) В присутствии кислорода образуется гидроксид железа(III) — «железно-паровой синтез»
Взаимодействие с солями и оксидами металлов	1) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeCl}_2$ $\text{Fe} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{FeCl}_2$ 2) $2\text{Fe} + 3\text{CuO} \rightarrow 3\text{Cu} + \text{Fe}_2\text{O}_3$ $\text{Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{FeO}$	Железо вытесняет менее активные металлы из их солей (1) и оксидов (2)
Взаимодействие с кислотами	1) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ 2) $5\text{Fe} + 12\text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow 5\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}\uparrow$ $\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{NO}_2\uparrow$ $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_2\uparrow$	1) При взаимодействии с кислотами-неокислителями выделяется водород. 2) С кислотами-окислителями протекает окислительно-восстановительная реакция. Концентрированные кислоты пассивируются на холоде, но при нагревании реакция идёт



Железо — второй по распространённости в земной коре металл (после алюминия), на поверхности земли чаще всего встречается в составе железных руд.

Соединения марганца

Название вещества	Окислительно-восстановительный переход	Химическая реакция
Соединения Mn(II)		
Оксид (гидроксид) марганца(II)	1) Щелочная среда: $\text{MnO} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$. 2) Нейтральная среда: $\text{MnO} \rightarrow \text{MnO}_2$	1) $3\text{MnO} + 2\text{KClO}_3 + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{K}_2\text{MnO}_4$ 2) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Соли марганца(II)	1) Щелочная среда: $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$. 2) Нейтральная среда: $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$	1) $3\text{MnSO}_4 + 2\text{KClO}_3 + 12\text{KOH} \rightarrow 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{KCl} + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ 2) $3\text{MnSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{MnO}_2$
Соединения Mn(IV)		
Оксид марганца(IV)	1) Кислая среда: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. 2) Щелочная среда: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnSO}_4$ 2) $3\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 6\text{KOH} \rightarrow 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$

Соединения Mn(VI)		
Манганаты	1) Кислая среда: $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. 2) Нейтральная среда: $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^-$	1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$ 2) $2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KCl}$
Соединения Mn(VI)		
Перманганаты	1) Кислая среда: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. 2) Нейтральная среда: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$. 3) Щелочная среда: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	1) $2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnSO}_4$ 2) $2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$ 3) $2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4$



Соединения марганца очень активно вступают в окислительно-восстановительные реакции. В кислой среде, как правило, образуются светло-розовые растворы солей двухвалентного марганца, в нейтральной — бурый осадок оксида марганца(IV), в щелочной — зелёные растворы манганатов.

ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ

Окислитель и условие	Восстановленная форма / среда	Химическая реакция
Галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2)	F^-	$F_2 + KClO_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaF + KClO_4 + H_2O$
	Cl^-	$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 8HCl$
	Br^-	$KNO_2 + Br_2 + 2KOH \rightarrow KNO_3 + 2KBr + H_2O$
	I^-	$I_2 + SO_2 + 2H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$
Оксокислоты хлора, брома и их соли ($HClO$, $HBrO$, $HClO_3$, $HBrO_3$)	Cl^-	$2KClO_3 + 3P_2O_3 + 9H_2O \rightarrow 6H_3PO_4 + 2KCl$ $4HClO_3 + 3PH_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + 4HCl$
	Br^-	$NaBrO_3 + 6KI + 3H_2SO_4 \rightarrow NaCl + 3I_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$
Кислород O_2	O^{2-}	$4MnO_2 + 3O_2 + 4KOH \rightarrow 4KMnO_4 + 2H_2O$
Озон O_3	$H_2O + O_2$ (кислая среда)	$2NH_3 + 4O_3 \rightarrow NH_4NO_3 + 4O_2 + H_2O$
	$OH^- + O_2$ (нейтральная среда)	$O_3 + H_2O + 2KI \rightarrow O_2 + 2KOH + I_2$
Концентрированная серная кислота H_2SO_4	SO_2 (с неактивными металлами, неметаллами и большинством сложных веществ)	$2Fe(OH)_2 + 4H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 6H_2O$ $H_2S + 3H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow 4SO_2 + 4H_2O$ $Cu + 2H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

Условие: продукт зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры	S (с металлами средней активности)	$3Zn + 4H_2SO_4 \rightarrow 3ZnSO_4 + S + 4H_2O$
	H ₂ S (с активными металлами, со сложными веществами — сильными восстановителями)	$4Mg + 5H_2SO_4 \rightarrow 4MgSO_4 + H_2S + 4H_2O$ $8HI + H_2SO_4 \rightarrow 4I_2 + H_2S + 4H_2O$
Оксид серы(VI) SO ₂	S	$SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$
Концентрированная или разбавленная азотная кислота HNO ₃ . Условие: продукт зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры	Для концентрированной кислоты: чаще всего с NO ₂ (с неактивными металлами и неметаллами, со сложными веществами), но возможно с NO, N ₂ O (с металлами средней активности и активными)	$Cu + 4HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$ $C + 4HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 4NO_2$ $Na_2SO_3 + 4HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow 2NaNO_3 + H_2SO_4 + 2NO_2 + H_2O$ $H_2S + 8HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow H_2SO_4 + 4H_2O + 8NO_2$
	Для разбавленной кислоты: чаще всего с NO (с неактивными металлами и неметаллами, со сложными веществами), с N ₂ O, N ₂ , NH ₃ (с металлами средней активности и активными)	$3Fe + 8HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 3Fe(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $3Cu + 8HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $5Mg + 12HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 5Mg(NO_3)_2 + N_2 + 6H_2O$ $4Zn + 10HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$
	NH ₄ NO ₃ (если кислота очень разбавленная и металл активный)	$4Mg + 10HNO_3 \text{ (оч. разб.)} \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3$

Окислитель и условие	Восстановленная форма / среда	Химическая реакция
Нитраты NO_3^-	NO_2^- (в расплавах)	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{CO}_2$
	NH_3 (с сильными восстановителями)	$3\text{NaNO}_3 + 8\text{Al} + 5\text{NaOH} + 18\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3$
Азотистая кислота, нитриты (HNO_2 , NO_2^-)	NO (в большинстве случаев)	$2\text{NaNO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
	N_2 (с солями аммония)	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
Оксид азота(IV) NO_2	N_2 (в большинстве случаев), NH_3 , NO	$2\text{NO}_2 + 4\text{Cu} \rightarrow \text{N}_2 + 4\text{CuO}$ $2\text{NO}_2 + \text{P}_2\text{O}_3 + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$ $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
Хроматы, дихроматы (CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)	Cr^{3+} (кислая среда)	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{K}_2\text{S} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{S} + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ (нейтральная среда)	$2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{Na}_2\text{S} + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{KOH} + 6\text{NaOH} + 3\text{S} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ (щелочная среда)	$2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$

Катионы (Fe^{3+} , Cu^{2+})	Fe^{2+}	$2\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} + 2\text{FeCl}_2$
	Cu^+	$2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} \rightarrow 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CuI} + \text{I}_2$
Перманганаты MnO_4^-	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ (кислая среда)	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnSO}_4$
	$\text{MnO}_2 + \text{щёлочь}$ (нейтральная или слабощелочная среда)	$2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$
	$\text{MnO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (сильнощелочная среда)	$2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4$
Оксид марганца(IV) MnO_2	Mn^{2+} (кислая среда)	$\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnSO}_4$
Манганаты MnO_4^{2-}	Mn^{2+} (кислая среда)	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$
Пероксид водорода H_2O_2	H_2O (кислая среда)	$4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CuS} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaCrO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CuS} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
	OH^- (нейтральная и щелочная среда)	$2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KOH}$
Оксид свинца(IV) PbO_2	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{PbCl}_2$
Оксид серебра Ag_2O	Ag^0	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag}$
Ион H^+	H_2^0	$2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ



Восстановитель — атом, молекула или ион, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления, то есть окисляется.

Восстановитель	Окисленная форма / среда	Химическая реакция
Металлы (Me^0)	Me^+ , Me^{2+} , Me^{3+} (кислая и нейтральная среда)	$2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow 3\text{SO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Металлы, образующие амфотерные гидроксиды (Be, Zn, Al)	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (щелочная среда, раствор)	$2\text{KOH} + \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{Zn}(\text{OH})_4 + \text{H}_2$
	ZnO_2^{2-} , AlO_2^- (щелочная среда, сплавление)	$2\text{KOH} + \text{Zn} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
Гидриды металлов (NaH , CaH_2)	H_2^0	$\text{KH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2$
Водород H_2	H^+	$\text{H}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{H}_2 + \text{BaSO}_4 \rightarrow \text{BaS} + 4\text{H}_2\text{O}$
Углерод C	CO (при высокой температуре, в избытке C)	$5\text{C} + 4\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{N}_2 + 3\text{CO}_2$
	CO_2 (при горении, в кислой среде)	$8\text{C} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 + 8\text{CO}$

Оксид углерода(II) CO	CO ₂	$3\text{CO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{CO}_2$
Сера S	SO ₂ , H ₂ SO ₄ (кислая среда)	$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $\text{S} + 6\text{HNO}_3 \rightarrow 6\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
	SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ (щелочная среда)	$3\text{S} + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3$
Сероводород H ₂ S	SO ₂ (при обжиге)	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
	S (с окислителями)	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{S}$
	H ₂ SO ₄ (с сильными окислителями в кислой среде)	$\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
Сульфиды (S ²⁻)	H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ (с сильными окислителями)	$\text{Na}_2\text{S} + 8\text{NaNO}_3 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbS} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 8\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
Оксид серы(IV) SO ₂ . Сернистая кислота H ₂ SO ₃ . Сульфиты (SO ₃ ²⁻)	SO ₃ (в газовой фазе)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
	H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ (в водных растворах)	$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ $3\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
Азотистая кислота HNO ₂ . Нитриты (NO ₂ ⁻)	HNO ₃	$\text{HNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{HNO}_3$
	NO ₃ ⁻	$\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{KNO}_3$

Восстановитель	Окисленная форма / среда	Химическая реакция
Фосфор P. Фосфин PH ₃ . Фосфиты (PO ₃ ⁻³)	P ₂ O ₅ (в газовой сфере)	$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$
	H ₃ PO ₄ , PO ₄ ³⁻ (в водных растворах)	$P + KMnO_4 + 3HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + H_3PO_4$ $Mg_3P_2 + 16HNO_3 \rightarrow 16NO_2 + 8H_2O + Mg_3(PO_4)_2$
Аммиак NH ₃	N ₂ (в большинстве случаев)	$(NH_4)_2SO_4 + Li_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + Li_2SO_4 + 4H_2O + N_2$ $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 6H_2O + 2N_2$
	NO (каталитическое окисление)	$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$
Катионы (Cr ³⁺)	CrO ₄ ²⁻ (щелочная среда)	$Cr_2(SO_4)_3 + 6KMnO_4 + 16KOH \rightarrow 6K_2MnO_4 + 8H_2O + 2K_2CrO_4 + 3K_2SO_4$
	Cr ₂ O ₇ ²⁻ (кислая среда)	$Cr_2(SO_4)_3 + 3K_2S_2O_8 + 7H_2O \rightarrow K_2Cr_2O_7 + 2K_2SO_4 + 7H_2SO_4$
Катионы (Fe ²⁺ , Cu ⁺)	Fe ³⁺	$6FeSO_4 + NaClO_3 + 12NaOH + 3H_2O \rightarrow NaCl + 6Na_2SO_4 + 6Fe(OH)_3$
	Cu ²⁺	$Cu_2S + 14HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 10NO_2 + 2Cu(NO_3)_2 + 6H_2O$

Галогеноводородные кислоты (HCl, HBr, HI) и их соли	Cl ₂	$16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$
	Br ₂	$2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	I ₂	$\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{I}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
Катионы (Mn ²⁺)	MnO ₂ (нейтральная среда)	$3\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2$
	MnO ₄ ²⁻ (щелочная среда)	$3\text{MnSO}_4 + 2\text{KClO}_3 + 12\text{KOH} \rightarrow 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{KCl} + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
	MnO ₄ ⁻ (кислая среда)	$2\text{MnSO}_4 + 5\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Пероксид водорода H ₂ O ₂	O ₂ + H ⁺ (кислая среда)	$3\text{H}_2\text{O}_2 (\text{конц.}) + \text{Cl}_2 (\text{насыщ.}) \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2\uparrow$
	O ₂ + H ₂ O (нейтральная среда и щелочная)	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$



При составлении окислительно-восстановительной реакции важно помнить, какие свойства проявляет то или иное соединение. Вещества в низких степенях окисления проявляют преимущественно восстановительные свойства, в высоких — окислительные.

ПРОМЫШЛЕННОЕ ПОЛУЧЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Оборудование	Описание процесса	Химическая реакция
Печь для обжига в «кипящем слое»	Пирит подвергают обжигу кислородом воздуха. Снизу подводят воздух, обогащённый кислородом, для более полного обжига пирита. Температура в печи достигает 800 °С. Пирит находится в «подвешенном состоянии» из-за продуваемого снизу воздуха — это называется принципом противотока	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
Циклон	Очистка от крупных частиц пыли	Нет реакции
Электрофильтр	Очистка от мелких частиц пыли	Нет реакции
Сушильная башня	Осушение от водяных паров	Нет реакции
Теплообменник	Очищенный обжиговый газ перед поступлением в контактный аппарат нагревают	Нет реакции
Контактный аппарат	Обжиговый газ в присутствии катализатора оксида ванадия(V) при нагревании окисляется до SO_3	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$
Поглотительная башня	В поглотительной башне происходит поглощение оксида серы(VI) концентрированной 98%-ной серной кислотой. Оксид серы очень хорошо растворяется в такой кислоте, образуя олеум $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$, который в дальнейшем разбавляется водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $n\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$

ПРОМЫШЛЕННОЕ ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКА

Оборудование	Описание процесса	Химическая реакция
Турбокомпрессор	Смесь азота и водорода поступает в турбокомпрессор для сжатия	Нет реакции
Колонна синтеза	В колонне синтеза сжатые газы реагируют при температуре 450—500 °С в присутствии катализатора (пористое железо с примесями Al_2O_3 и K_2O)	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
Сепаратор	На сепараторе отделяют жидкий NH_3 от газообразных H_2 и N_2	Нет реакции
Циркуляционный компрессор	Оставшуюся газовую смесь возвращают в колонну синтеза с помощью циркулярного компрессора	Нет реакции

ПРИМЕНЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Класс веществ	Название вещества	Область применения
Металлы	Натрий, калий	Как теплоноситель
	Магний	Производство авиационных сплавов
	Алюминий	Производство электрических проводов
	Цинк	В защитных покрытиях
	Хром	Производство нержавеющей стали
	Медь	Производство электрических проводов

Класс веществ	Название вещества	Область применения
Неметаллы	Водород	Производство аммиака
	Углерод	Производство чугуна. В качестве восстановителя в металлургии
	Активированный уголь	В качестве адсорбента в медицине и в фильтрах для воды
	Алмаз	Бурение горных пород
	Графит	Изготовление электродов
	Азот	Производство удобрений и аммиака, создание инертной атмосферы
	Красный фосфор	Производство спичек
	Кислород	Металлургия: производство (выплавка) стали
	Озон	Очистка воды
	Сера	Процесс вулканизации резины
	Хлор	Производство пластмасс, органических растворителей и полимеров, обеззараживание воды
	Иод	В качестве антисептика в медицине
	Аргон	Создание инертной атмосферы

Оксиды, пероксиды	Оксид алюминия	Огнеупорный материал
	Оксид железа(III)	Выплавка чугуна
	Вода	Сельское хозяйство
	Перекись водорода	В качестве отбеливателя, компонента стеклоочистительных жидкостей, для обработки небольших ран и осветления волос
	Угарный газ	Производство метанола
	Углекислый газ	В пищевой промышленности, в производстве соды, сухого льда, в качестве хладагента
	Оксид кремния	Получение стёкол, керамических изделий
	Оксид азота(II)	Производство азотной кислоты, применение в медицине
	Оксид серы(IV)	Получение серной кислоты
Бинарные соединения	Аммиак	Производство удобрений. Использование в холодильных установках
	Хлороводород	Производство соляной кислоты
	Плавиковая кислота	Стекольная промышленность

Класс веществ	Название вещества	Область применения
Гидроксиды	Гидроксид кальция (гашёная известь, известковое молоко)	В строительстве
	Гидроксид аммония (нашатырный спирт)	В медицине
	Азотная кислота	Производство удобрений, взрывчатых веществ
	Фосфорная кислота	Производство удобрений. Как пищевая добавка
	Серная кислота	В химических источниках тока, в качестве электролита в свинцовых аккумуляторах
Соли	Карбонат кальция	Производство стекла, изготовление негашёной извести
	Карбонат натрия	Для смягчения воды, производство стекла
	Гидрокарбонат натрия (сода) / аммония	Производство стекла. В качестве разрыхлителя теста, чистящего средства, жидкого стекла
	Силикат натрия	В качестве клея
	Нитрат аммония / натрия	В качестве удобрения
	Нитрат серебра	При повреждении кожи
	Дигидрофосфат кальция, фосфат кальция	В качестве удобрения

Соли	Сульфат натрия	Лекарственное средство
	Сульфат бария	Контрастное вещество, фиксирующее повязки
	Сульфат алюминия	Водоподготовка
	Сульфат меди	Защита растений
	Хлорид натрия	В пищевой промышленности
	Хлорид кальция	Для осушки газов
	Хлорид калия	В качестве удобрения
	Гипохлорит натрия	В качестве отбеливателя
	Хлорид алюминия / железа	Катализатор в органическом синтезе
	Перманганат калия	Для обработки повреждённой кожи, обеззараживание воды
	Криолит	Получение алюминия
	Пирит	Получение серной кислоты
	Фторид натрия	Добавка в зубные пасты для укрепления зубной эмали
	Нитрат аммония	Использование в холодильных установках
	Хлорид аммония	Очистка поверхности от оксидов металлов при пайке
	Хлорид железа(III)	Очистка воды

ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
SiH_4	Гидрид кремния	Силан
PH_3	Фосфан	Фосфин
SiC	Карбид кремния	Карборунд
MeNO_3	Соли азотной кислоты	Селитры
HCl	Хлороводородная кислота	Соляная кислота
HF	Фтороводородная кислота	Плавиковая кислота
NaCl	Хлорид натрия	Галит, каменная соль, поваренная соль
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагидрат сульфата натрия	Глауберова соль
NaNO_3	Нитрат натрия	Натриевая (чилийская) селитра
NaOH	Гидроксид натрия	Едкий натр, каустик, каустическая сода
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагидрат карбоната натрия	Кристаллическая сода
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Кальцинированная (стиральная) сода
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Пищевая (питьевая) сода
K_2CO_3	Карбонат калия	Поташ
KOH	Гидроксид калия	Едкое кали

KClO_3	Хлорат калия	Бертолетова соль
KNO_3	Нитрат калия	Калийная (индийская) селитра
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексацианоферрат(III) калия	Красная кровяная соль
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексацианоферрат(II) калия	Жёлтая кровяная соль
$\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексацианоферрат(III) калия железа(II)	Берлинская лазурь, турнбулева синь
NH_4Cl	Хлорид аммония	Нашатырь
NH_4NO_3	Нитрат аммония	Аммиачная селитра
$\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}$	Гидрат аммиака	Нашатырный спирт (5 %), аммиачная вода (20 %)
CaO	Оксид кальция	Негашёная (жжёная) известь
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Гидроксид кальция	Гашёная известь, известковая вода, алебастр
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигидрат сульфата кальция	Гипс
CaCO_3	Карбонат кальция	Мрамор, известняк, мел, кальцит
$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигидрат гидрофосфата кальция	Преципитат
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Дигидрофосфат кальция	Двойной суперфосфат
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$	Дигидрофосфат кальция + сульфат кальция	Простой суперфосфат
$\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$	Смешанный хлорид-гипохлорит кальция	Хлорная (белильная) известь

Формула	Систематическое название	Тривиальное название
Al_2O_3	Оксид алюминия	Корунд, боксит, глинозём, рубин, сапфир, яхонт
C	Углерод	Алмаз, графит, сажа, уголь, кокс
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	Гидрокарбонат меди	Малахит
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Пентагидрат сульфата меди	Медный купорос
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Гексагидрат сульфата меди	Железный купорос
FeS_2	Дисульфид железа(II)	Пирит, железный колчедан, серный колчедан
Fe_3O_4	Смешанный оксид железа(II, III)	Магнитный железняк, магнетит, железная окалина
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$	Раствор SO_3 в H_2SO_4	Олеум
N_2O	Оксид азота(I)	«Веселящий газ», закись азота
NO_2	Оксид азота(IV)	Бурый газ, «лисий хвост»
SO_2	Оксид серы(IV)	Сернистый газ
CO	Оксид углерода(II)	Угарный газ
CO_2	Оксид углерода(IV)	Углекислый газ, сухой лёд, угольная кислота
SiO_2	Оксид кремния(IV)	Кремнезём, кварц, речной песок
$\text{CO} + \text{H}_2$	Оксид углерода(II) + водород	Водяной газ, синтез-газ
MnO_2	Оксид марганца(IV)	Пиролюзит

ЦВЕТА НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Цвет	Вещество
Газы	
Зелёный	Cl_2 (жёлто-зелёный), F_2
Бурый	NO_2
Голубой	O_3
Бесцветный (с запахом)	HF , HCl , HBr , HI , SO_2 (резкие запахи), NH_3 (запах нашатырного спирта), PH_3 (чесночный запах), H_2S (запах тухлых яиц), N_2O (сладковатый запах)
Бесцветный (без запаха)	H_2 , N_2 , O_2 , CO_2 , CO (яд), NO , CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2
Жидкости / растворы	
Жёлтый	Хроматы (например, K_2CrO_4), растворы солей железа(III) (например, FeCl_3)
Оранжевый	Бромная вода (бурый), спиртовые и спиртоводные растворы иода (в зависимости от концентрации от жёлтого до бурого), дихроматы (например, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
Зелёный	Гидроксокомплексы хрома(III) (например, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$), соли никеля(II) (например, NiSO_4), манганаты (например, K_2MnO_4), растворы солей хрома(III) (например, CrCl_3), Mn_2O_7
Голубой	Соли меди(II) (например, CuSO_4)
От розового до фиолетового	Перманганаты (например, KMnO_4), соли Mn(II) (например, MnCl_2)

Цвет	Вещество
Твёрдые вещества	
Белый	MgO, TiO ₂ , BeO, ZnO, Al ₂ O ₃ , SiO ₂ (бесцветный), Al(OH) ₃ , AgCl
Жёлтый	AgBr, AgI, Ag ₃ PO ₄ , BaCrO ₄ , PbI ₂ , CdS, PbO, S, Au
Оранжевый	Cu ₂ O, HgO, дихроматы
Бурый	Fe(OH) ₃ , MnO ₂ , Mn ₃ O ₄ , Ag ₂ O
Чёрный, чёрно-бурый	CuS, Ag ₂ S, FeS, PbS, CuO, FeO, CrO, PdO
Синий	Cu(OH) ₂ , KFe[Fe(CN) ₆]
Красный	Cu (аморфная), P (красный), Fe ₂ O ₃ , CrO ₃
Серый с металлическим блеском	Графит, кристаллический кремний, кристаллический иод (при возгонке — фиолетовые пары), большинство металлов
Зелёный	Cr ₂ O ₃ , MnO, NiO, малахит (Cu(OH) ₂ CO ₃ , Cr(OH) ₂ (серо-зелёный), Fe(OH) ₂ (белый, но на воздухе зеленеет и буреет), Ni(OH) ₂



В экзаменационных заданиях часто встречается описание внешнего вида веществ, поэтому важно знать не только химические, но и физические свойства неорганических веществ. Чаще всего окраску веществу дают ионы, входящие в его состав (например, дихроматы всех металлов оранжевые).

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

АЛКАНЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения метана	
Реакция Фишера — Тропша	$\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Гидролиз некоторых карбидов (лабораторный способ)	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 4\text{AlCl}_3 + 3\text{CH}_4$
Синтез метана из простых веществ	$\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow[\text{Pt}]{\text{кат. Ni / Pd}, t \sim 400^\circ\text{C}, P} \text{CH}_4$
Способы получения других алканов	
Гидрирование алкенов, диенов и алкинов	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$
Реакция Вюрца	$2\text{CH}_3-\text{Cl} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3 + 2\text{NaCl}$
Реакция Дюма (декарбоксилирование солей карбоновых кислот)	$\text{CH}_3\text{COONa (тв.)} + \text{NaOH (тв.)} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_4$
Синтез Кольбе (электролиз)	$2\text{CH}_3\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} \text{CH}_3-\text{CH}_3 + 2\text{NaOH} + 2\text{CO}_2 + \text{H}_2$
Химические свойства метана	
Паровая конверсия	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{кат. Ni} + \text{MgO}} \text{CO} + 3\text{H}_2$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства метана	
Пиролиз	$2\text{CH}_4 \xrightarrow{500-800\text{ }^\circ\text{C, кат.}} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2$ $\text{CH}_4 \xrightarrow{> 1000\text{ }^\circ\text{C}} \text{C} + 2\text{H}_2$ $2\text{CH}_4 \xrightarrow{> 1500\text{ }^\circ\text{C, резкое охлаждение}} \text{HC}\equiv\text{CH} + 3\text{H}_2$
Химические свойства других алканов	
Галогенирование	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu / t^\circ} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
Нитрование (реакция Коновалова)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)}} \text{CH}_3-\text{CH}(\text{NO}_2)-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Дегидрирование	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$
Дегидроциклизация	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Pt, } 300\text{ }^\circ\text{C}} \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$  Бензол
Изомеризация	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ Н-бутан Изопропан
Крекинг	$\text{C}_9\text{H}_{20} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{C}_5\text{H}_{10}; \quad \text{C}_9\text{H}_{20} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12} + \text{C}_4\text{H}_8$
Горение	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$
Каталитическое окисление бутана	$2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$

АЛКЕНЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения алкенов	
Пиролиз метана (высокотемпературная обработка)	$2\text{CH}_4 \xrightarrow{500-800\text{ }^\circ\text{C, кат.}} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2$
Дегидрирование алканов (отщепление водорода)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$
Гидрирование алкинов (присоединение водорода)	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}_2$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_3$
Дегалогенирование дихлорпроизводных (отщепление галогена с помощью цинка или магния)	$\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Mg} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{MgCl}_2$
Дегидратация спиртов (отщепление воды под действием водоотнимающего агента — серной кислоты)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)}, t > 140\text{ }^\circ\text{C}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводородов)	$\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_3 + \text{KOH (спирт)} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Крекинг алканов (термическое разложение с образованием алкана и алкена)	$\text{C}_9\text{H}_{20} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{C}_5\text{H}_{10}$ $\text{C}_9\text{H}_{20} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12} + \text{C}_4\text{H}_8$
Химические свойства алкенов	
Гидрирование (присоединение водорода)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni, } t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_3$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства алкенов	
Галогенирование (присоединение галогенов)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$
Гидрогалогенирование (присоединение галогено-водородов)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl}$ $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_3$
Гидратация (присоединение воды)	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
Горение (окисление кислородом)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Полимеризация (образование высокомолекулярного вещества — полимера)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$
Каталитическое окисление (окисление алкенов кислородом с использованием катализатора)	$2\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow[150-350\text{ }^\circ\text{C, кат. Ag}]{\text{Этилен}} \text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2$ Этиленоксид (эпоксид) $2\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{PdCl}_2 / \text{CuCl}_2} 2\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}=\text{CH}_2$ Ацетальдегид
Мягкое окисление — реакция Вагнера (обесцвечивание раствора перманганата калия в нейтральной среде при 0 °С, в результате реакции выпадает бурый осадок)	$3\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} + 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2\downarrow$ Этилен (этан)
Жёсткое окисление (обесцвечивание раствора перманганата калия в кислой среде)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

АЛКАДИЕНЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения алкадиенов	
Дегидрирование алканов (отщепление водорода)	$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + 2\text{H}_2$
Метод Лебедева (дегидрирование и дегидратация)	$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводорода)	$\text{CH}_2\text{Br--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{Br} + 2\text{KOH (спирт)} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + 2\text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O}$
Дегидратация (отщепление воды под действием водоотнимающего агента — серной кислоты)	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2 \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{OH} \qquad \qquad \qquad \text{OH} \end{array} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Химические свойства алкадиенов	
Гидрирование (присоединение водорода)	$\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{н. у.}} \text{CH}_3\text{--CH=CH--CH}_3$ $\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{охлаждение}} \text{CH}_2=\text{CH--CH}_2\text{--CH}_3$ $\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + 2\text{H}_2 (\text{изб.}) \rightarrow \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$
Галогенирование (присоединение галогена)	$\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{н. у.}} \text{CH}_2\text{Cl--CH=CH--CH}_2\text{Cl}$ $\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{охлаждение}} \text{CH}_2=\text{CH--CHCl--CH}_2\text{Cl}$ $\text{CH}_2=\text{CH--CH=CH}_2 + 2\text{Cl}_2 (\text{изб.}) \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl--CHCl--CHCl--CH}_2\text{Cl}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства алкадиенов	
Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{н. у.}} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{Cl}$ $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{охлаждение}} \text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}=\text{CH}_2$
Полимеризация (образование высокомолекулярного вещества — полимера)	$n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-)_n$
Мягкое окисление (обесцвечивание раствора перманганата калия в нейтральной среде при 0 °С, реакция протекает с образованием бурого осадка)	$3\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 4\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{0\text{ }^\circ\text{C}} 3\text{HO}-\underset{\text{CH}-\text{OH}}{\overset{\text{CH}_2-\text{OH}}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + 4\text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$
Жёсткое окисление (обесцвечивание раствора перманганата калия в кислой среде)	$5\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 18\text{KMnO}_4 + 27\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 5\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{O}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}}-\underset{\text{OH}}{\text{C}}=\text{O} + 10\text{CO}_2 +$ $+ 9\text{K}_2\text{SO}_4 + 18\text{MnSO}_4 + 37\text{H}_2\text{O}$
Горение (окисление кислородом)	$2\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$



Алкадиены изомерны соответствующим алкинам и циклоалкенам. Самые распространённые — бутадиен-1,3-дивинил и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен).



Полимеризацией диеновых углеводородов (алкадиенов) получают синтетический (бутадиеновый) каучук и натуральный (изопреновый) каучук.

АЛКИНЫ

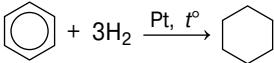
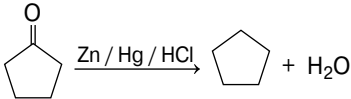
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения алкинов	
Пиролиз метана (высокотемпературная обработка)	$2\text{CH}_4 \xrightarrow{t \sim 1500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
Гидролиз карбида кальция (разложение под действием воды)	$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$
Дегидрирование алкенов (отщепление водорода, катализаторы Ni / Pt / Pd)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni}, t^\circ} \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$
Дегидрогалогенирование дигалогеналканов (отщепление галогеноводорода)	$\text{CH}_3-\text{CCl}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 2\text{KOH (спирт)} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
Дегалогенирование тетрагалогеналканов с помощью цинка или магния (отщепление галогенов)	$\text{CHBr}_2-\text{CBr}_2-\text{CH}_3 + 2\text{Zn} \rightarrow 2\text{ZnBr}_2 + \text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
Удлинение углеродного скелета путём взаимодействия алкилгалогенидов с ацетиленидами	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CNa} + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{NaCl}$
Химические свойства алкинов	
Гидрирование (присоединение водорода)	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}_2$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_3$
Галогенирование (присоединение галогена)	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}=\text{CHCl}$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_2-\text{CHCl}_2$

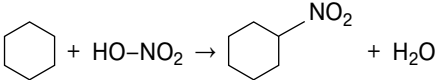
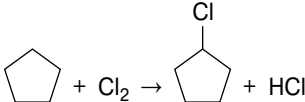
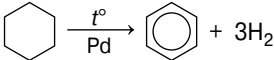
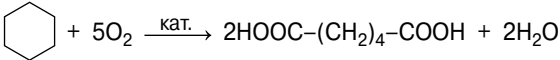
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства алкинов	
Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода)	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CCl}-\text{CH}_3$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CCl}_2-\text{CH}_3$
Гидратация алкинов (реакция Кучерова, присоединение воды, катализатор Hg^{2+})	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{smallmatrix}-\text{CH}_3$
Слабые кислотные свойства (взаимодействуют со щелочными металлами, их гидридами и амидами)	$2\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{NaNH}_2 \rightarrow \text{Na}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{NaNH}_2 \rightarrow \text{Na}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{Na} + 2\text{NH}_3$
С аммиачным раствором оксида серебра и аммиачным раствором хлорида меди(II) — качественная реакция для терминальных алкинов	$\text{CH}\equiv\text{CH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{AgC}\equiv\text{CAg} + 4\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CCu} + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3$
Горение	$\text{HC}\equiv\text{CH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Мягкое окисление	$3\text{HC}\equiv\text{CH} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 3\text{KOOC}-\text{COOK} + 8\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$
Жёсткое окисление	$3\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KHCO}_3 + 3\text{CH}_3\text{COOK} + 8\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Алкины являются сырьём для производства альдегидов, кетонов, растворителей, исходных веществ для получения синтетических каучуков, полимеров и др.

ЦИКЛОАЛКАНЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения циклоалканов	
Малые циклы Реакция Густавсона	$\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \triangle$
Нормальные циклы Реакция Густавсона	$\text{CH}_2\text{Cl}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cyclohexane}$
Гидрирование бензола	
Восстановление кислородсодержащих соединений	
Химические свойства циклоалканов	
Малые циклы Гидрирование	$\triangle + \text{H}_2 \xrightarrow{80^\circ\text{C}, \text{Ni}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Галогенирование (при нагревании)	$\triangle + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{Cl} \quad \quad \text{Cl} \end{array}$
Гидрогалогенирование	$\triangle + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства циклоалканов	
Горение	$2\triangle + 9\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Нормальные циклы Нитрование	
Галогенирование (на свету)	
Дегидрирование	
Горение	$2\text{Cyclopentane} + 15\text{O}_2 \rightarrow 10\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cyclohexane} + 9\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Каталитическое окисление	

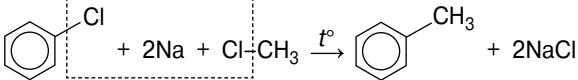
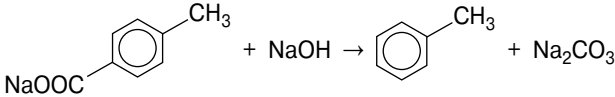
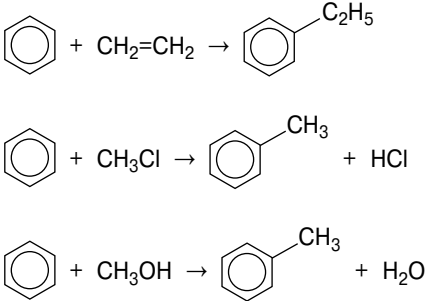


Циклопентан используется в качестве добавки к бензинам, улучшающей их эксплуатационные свойства. Циклогексан широко применяется как растворитель в органической химии, а также в процессе получения синтетических волокон.

АРЕНЫ

Способы получения аренов

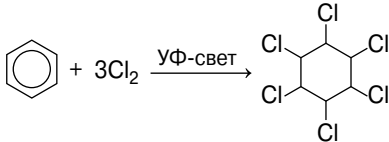
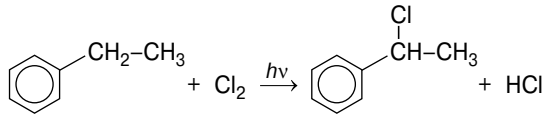
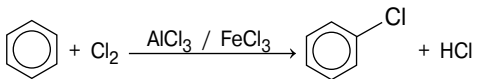
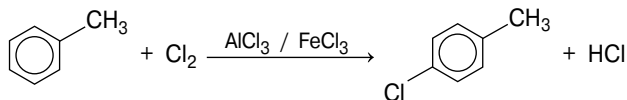
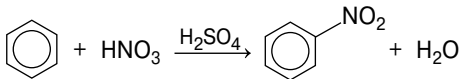
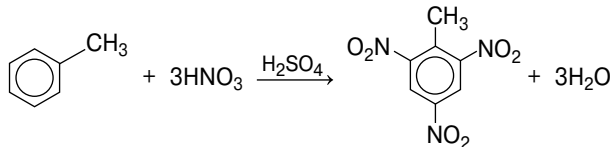
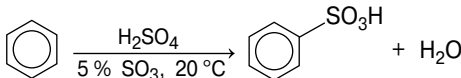
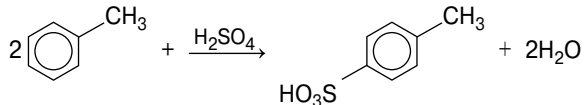
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Бензол	
Тримеризация ацетилена	$3\text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{C (акт.)}} \text{C}_6\text{H}_6$
Дегидроциклизация	$\text{C}_6\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$
Декарбоксилирование солей бензойной кислоты (и её гомологов)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa (тв.)} + \text{NaOH (тв.)} \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_6 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
Перегонка фенола с цинковой пылью	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Zn} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + \text{ZnO}$
Гомологи бензола	
Дегидроциклизация	$\text{C}_7\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_7\text{H}_8 + 3\text{H}_2$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_7\text{H}_8 + 4\text{H}_2$

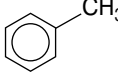
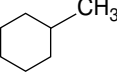
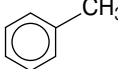
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Гомологи бензола	
Реакция Вюрца — Фиттига	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{Na} + \text{Cl-CH}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{NaCl}$
Декарбоксилирование солей бензойной кислоты (и её гомологов)	 $\text{NaOOC-C}_6\text{H}_4\text{CH}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
Алкилирование	 $\begin{aligned} \text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_2=\text{CH}_2 &\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5 \\ \text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{Cl} &\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{HCl} \\ \text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{OH} &\rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$



Ароматические углеводороды (арены) применяются для получения ароматических соединений (нитробензола, хлорбензола, анилина, фенола, стирола), в производстве лекарств, пластмасс, красителей, ядохимикатов и многих других органических веществ.

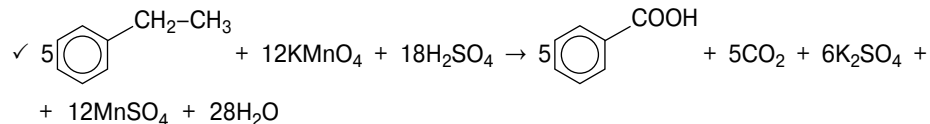
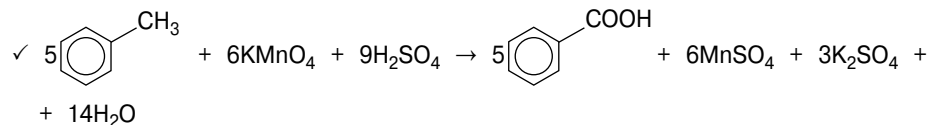
Химические свойства аренов

Бензол	Гомологи бензола
Галогенирование	
 $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{УФ-свет}} \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3 + \text{HCl}$
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{AlCl}_3 / \text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{AlCl}_3 / \text{FeCl}_3} \text{p-Cl-C}_6\text{H}_4\text{CH}_3 + \text{HCl}$
Нитрование	
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 3\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{2,4,6-NO}_2\text{C}_6\text{H}_2\text{CH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Сульфирование	
 $\text{C}_6\text{H}_6 \xrightarrow[5\% \text{ SO}_3, 20^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	 $2 \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{p-HO}_3\text{S-C}_6\text{H}_4\text{CH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Бензол	Гомологи бензола
Гидрирование	
 + 3H ₂ $\xrightarrow{\text{Pt, } t^\circ}$ 	 + 3H ₂ $\xrightarrow{\text{Ni, 200 } ^\circ\text{C}}$ 
Горение	
 + 15O ₂ → 12CO ₂ + 6H ₂ O	 + 9O ₂ → 7CO ₂ + 4H ₂ O



Бензол устойчив к окислению, не обесцвечивает раствор перманганата калия, в отличие от его гомологов. При этом происходит разрыв связей у атома углерода, соседнего с бензольным кольцом, с последующим окислением до бензойной кислоты.



СПИРТЫ

Способы получения одноатомных спиртов

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Общие способы получения одноатомных спиртов	
Гидратация алкенов (присоединение воды)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
Щелочной гидролиз галогеналканов (используется водный раствор щёлочи)	$\text{CH}_3-\overset{\text{Br}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ, \text{водн.}} \text{CH}_3-\overset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_3 + \text{NaBr}$
Восстановление альдегидов и кетонов (катализаторы Ni / Pt / Pd)	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\overset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_3$
Гидролиз сложных эфиров с образованием спирта и карбоновой кислоты (или соли в случае щелочного гидролиза)	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
Гидролиз алкоголятов	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaOH}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Специфические способы получения одноатомных спиртов	
Спиртовое брожение глюкозы	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{CO}_2$
Получение метанола из синтез-газа	$\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

Химические свойства одноатомных спиртов

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания	
Дегидратация (отщепление воды)	Внутримолекулярная	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t > 140^\circ\text{C}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	Межмолекулярная	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{SO}_4, t < 140^\circ\text{C}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Дегидрирование (отщепление водорода)	$\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{H}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{H}_2$	
Взаимодействие со щелочными металлами (замещение водорода гидроксогруппы металлом)	$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2$	
Реакция этерификации (образование сложных эфиров)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$	

Реакции замещения (с галогеноводородами и другими галогенирующими агентами)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$	
	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{POCl}_3$	
	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{SO}_2 + \text{HCl}$	
Окисление	С помощью CuO до альдегидов / кетонов	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
	С помощью KMnO ₄ до кетонов / карбоновых кислот	$5\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 4\text{KMnO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{CH}_3\text{COOH} + 4\text{MnSO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$ $5\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{CH}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
	Горение	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
Качественной реакцией является окисление одноатомных спиртов нагретым оксидом меди(II) и подкислённым раствором KMnO ₄ до карбонильных соединений (альдегидов, кетонов, карбоновых кислот)		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 4\text{KMnO}_4 + 5\text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OK}}{\text{C}}} + 4\text{K}_2\text{MnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$



Одноатомные спирты с растворами щелочей не реагируют.

Многоатомные спирты

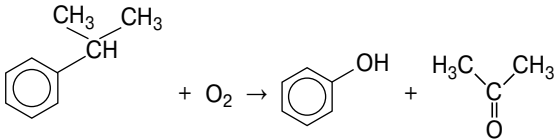
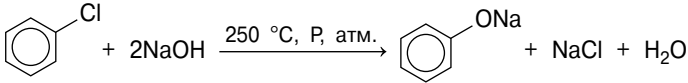
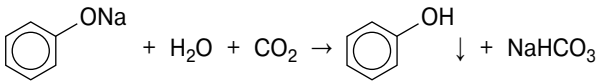
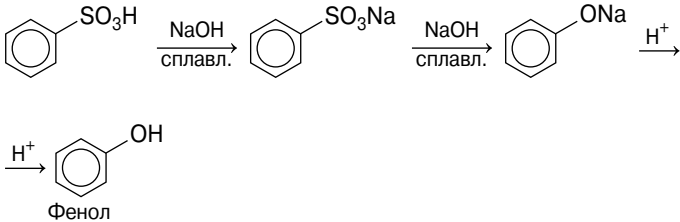
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения многоатомных спиртов	
Гидролиз галогеналканов	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---CH}_2 \\ \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} + 2\text{KOH (водн.)} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{KCl}$
Мягкое окисление алкенов — реакция Вагнера	$3\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} 3\text{CH}_2\text{---CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2$
Получение глицерина из пропилена	Пропилен Аллиловый спирт $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH} \\ \\ \text{CH}_2 \end{array} + \text{Cl}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---Cl} \\ \\ \text{CH} \\ \\ \text{CH}_2 \end{array} \xrightarrow{+\text{NaOH}} \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---OH} \\ \\ \text{CH} \\ \\ \text{CH}_2 \end{array} \xrightarrow{+\text{HO---OH}} \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---OH} \\ \\ \text{CH---OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{---OH} \end{array}$ Хлористый аллил Глицерин
Гидролиз жиров	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{O---C(=O)}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH---O---C(=O)}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2\text{O---C(=O)}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}\text{CH}_3 \end{array} + 3\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{---OH} \\ \\ \text{CH---OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{---OH} \end{array} + 3\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$ Глицерин

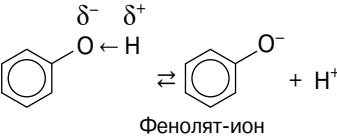
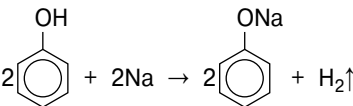
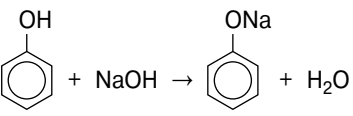
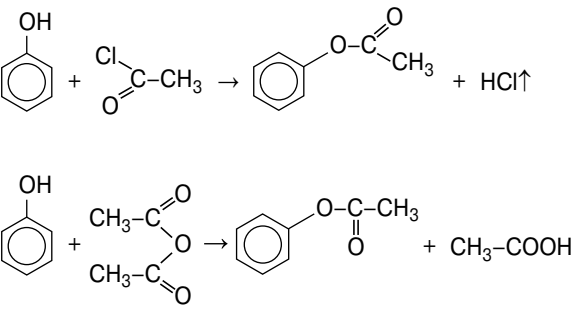
Химические свойства многоатомных спиртов

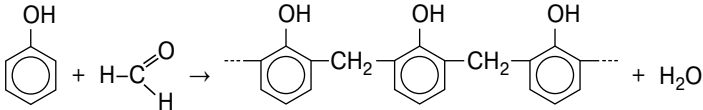
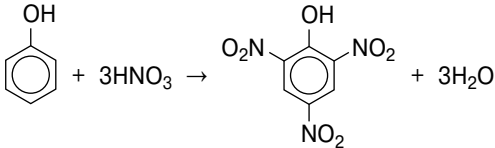
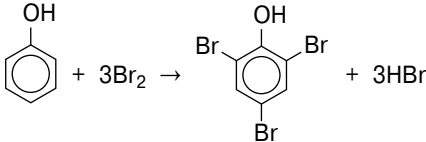
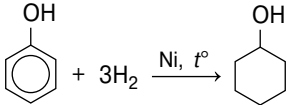
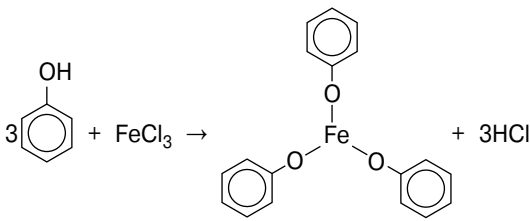
Взаимодействие со щелочными металлами	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CHOH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + 2\text{Na} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{ONa} \\ \\ \text{CHONa} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + \text{H}_2 $
Взаимодействие со щелочами	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + 2\text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{ONa} \\ \\ \text{CH}_2\text{ONa} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} $
Взаимодействие с галогеноводородами	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} $
Взаимодействие с азотной кислотой	Глицерин $ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CHOH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + 3\text{HO}-\text{NO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{ONO}_2 \\ \\ \text{CH}-\text{ONO}_2 \\ \\ \text{CH}-\text{ONO}_2 \end{array} + 3\text{H}_2\text{O} $ Тринитроглицерин
Взаимодействие со свежеосаждённым $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — качественная реакция приводит к образованию ярко-синего раствора	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ 2\text{CHOH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{CH}-\text{O} \quad \text{O}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2-\text{O} \quad \text{O}-\text{CH} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{OH}-\text{CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O} $

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства многоатомных спиртов	
Внутримолекулярная дегидратация	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{CH}_3\text{--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{--H} + \text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--CH--CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{CH}_2\text{=CH--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$ Акролеин Глицерин
Межмолекулярная дегидратация	$2 \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$ Диоксан
Окисление	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \xrightarrow{t^\circ, \text{кат.}} \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO--C--C--OH} \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$
Этерификация	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CHON} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{--O--CO--C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH--O--CO--C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH}_2\text{--O--CO--C}_{17}\text{H}_{35} \end{array} + 3\text{H}_2\text{O}$

ФЕНОЛ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения фенола	
Кумольный способ	 $\text{Cumene} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Phenol} + \text{Acetone}$
Действие водного раствора щёлочи на галогенбензол	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{250\text{ }^\circ\text{C, P, атм.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \downarrow + \text{NaHCO}_3$
Сплавление аренсульфокислот со щелочами	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H} \xrightarrow{\text{NaOH, спавл.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{Na} \xrightarrow{\text{NaOH, спавл.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ Фенол

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства фенола	
Фенол проявляет слабые кислотные свойства	 Фенолят-ион
Взаимодействие со щелочными металлами	
Взаимодействие со щелочами	
Взаимодействие с ангидридами и хлорангидридами	

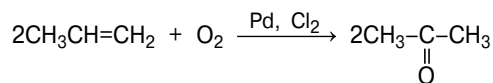
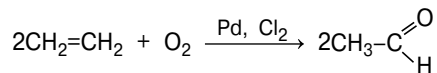
Реакция поликонденсации с формальдегидом	
Взаимодействие с азотной кислотой	
Галогенирование	
Гидрирование	
Качественная реакция с хлоридом железа(III) приводит к образованию фиолетового раствора	

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

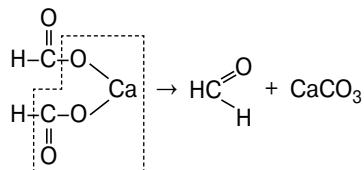
Способы получения альдегидов и кетонов

Альдегиды	Кетоны
Реакция Кучерова — гидратация алкинов	
$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+, \text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+, \text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Окисление спиртов	
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Щелочной гидролиз галогеналканов	
$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{Br}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\text{Br} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array} + 2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{Cl}}{\underset{\text{Cl}}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{array} + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
Дегидрирование спиртов	
$\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2$	$\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2$

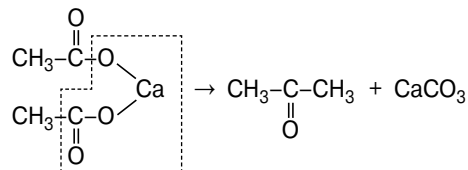
Каталитическое окисление алкенов



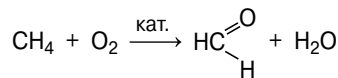
Разложение кальциевых и бариевых солей муравьиной кислоты



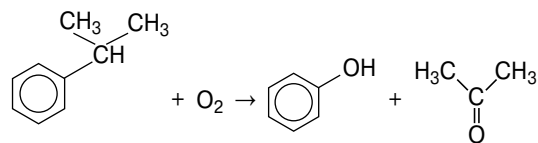
Разложение кальциевых и бариевых солей карбоновых кислот



Каталитическое окисление метана



Кумольный способ получения ацетона

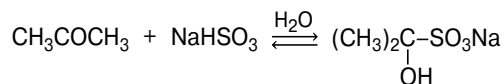
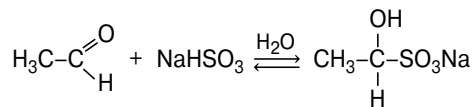


Метаналь (формальдегид) применяется в медицине (производство лекарственных препаратов), сельском хозяйстве (протравливание семян), промышленности (выделка кожи).

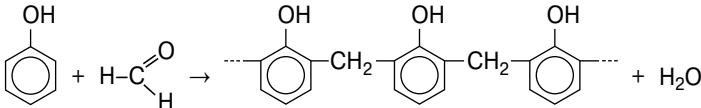
Химические свойства альдегидов и кетонов

Альдегиды	Кетоны
Гидрирование	
$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
Взаимодействие с циановодородной (синильной) кислотой	
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O} + \text{H}-\text{CN} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{CN}}{\overset{\text{OH}}{\text{CH}}}$	$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}=\text{O} + \text{H}-\text{CN} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{CN}$
Галогенирование	
$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{H}_2\underset{\text{Cl}}{\text{C}}-\underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{HCl}$	$\text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{CH}_2\text{Br} + \text{HBr}$
Взаимодействие с PCl_5 / PBr_5	
$\text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CHCl}_2 + \text{POCl}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Cl}}{\overset{\text{Cl}}{\text{C}}}-\text{CH}_3 + \text{POCl}_3$

Присоединение NaHSO₃



Специфические свойства некоторых представителей класса альдегидов

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Окисление KMnO ₄	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{KMnO}_4 + 3\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OK} \end{array} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Поликонденсация фенола с формальдегидом	
Реакция «серебряного зеркала»	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \underset{\substack{\uparrow \\ \text{Гидроксид диамминсеребра}}}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{ONH}_4 \end{array} + \text{Ag}\downarrow + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с Cu(OH) ₂	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

Способы получения карбоновых кислот

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Общие способы Гидролиз сложных эфиров	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t^\circ} \text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
Гидролиз нитрилов	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N} + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
Гидролиз тригалогеналканов	$\text{CH}_3-\text{CCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{COOH} + 3\text{HCl}$
Гидролиз ангидридов	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\text{C}} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} 2\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$
Окисление непредельных углеводов	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
Окисление спиртов и альдегидов	$5\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 4\text{KMnO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{CH}_3\text{COOH} + 4\text{MnSO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OK}}{\text{C}}} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Специфические способы Каталитическое окисление бутана	$2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$
Брожение глюкозы	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{CO}_2\uparrow$

Химические свойства карбоновых кислот

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Общие свойства карбоновых кислот	
Взаимодействие с металлами	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Zn} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn} + \text{H}_2$
Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{BaO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с аммиаком	$\text{RCOOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{R}-\underset{\text{ONH}_4}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} \xrightarrow{t^\circ} \text{R}-\underset{\text{NH}_2}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COONH}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Реакция этерификации	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$
Галогенирование	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{HCl}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Общие свойства карбоновых кислот	
Образование галогенангидридов	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array} + \text{HCl} + \text{POCl}_3$ $3\text{CH}_3\text{COOH} + \text{PCl}_3 \rightarrow 3\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array} + \text{H}_3\text{PO}_3$ $3\text{CH}_3\text{COOH} + \text{SOCl}_2 \rightarrow 3\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array} + \text{SO}_2 + \text{HCl}$
Образование ангидридов	$2\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5, t^\circ} \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
Специфические свойства муравьиной кислоты	
Реакция «серебряного зеркала»	$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Дегидратация	$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$

Производные карбоновых кислот

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Хлорангидриды		
Гидролиз	$\text{CH}_3\text{COCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{HCl}$	Хлорангидриды легко гидролизуются даже в холодной воде с образованием карбоновой кислоты
Аммонолиз	$\text{CH}_3\text{COCl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$	Аммонолиз хлорангидридов приводит к образованию амидов
Взаимодействие со спиртами	$\text{CH}_3\text{COCl} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{HCl}$	При взаимодействии со спиртами (фенолом) происходит образование сложных эфиров
Взаимодействие с солями карбоновых кислот	$\text{CH}_3\text{COCl} + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow (\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} + \text{NaCl}$	Взаимодействие ацилгалогенидов с солями карбоновых кислот приводит к образованию ангидридов
Ангидриды		
Гидролиз	$(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH}$	Легко гидролизуются с образованием карбоновых кислот
Взаимодействие со спиртами	$(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$	Ангидриды карбоновых кислот вступают в реакцию нуклеофильного замещения со спиртами / фенолами, при этом образуются сложные эфиры

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Амиды		
Гидролиз	$\text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{NH}_3$	В воде амиды растворимы, при нагревании амидов в разбавленном растворе кислоты либо щёлочи происходит гидролиз
Дегидратация	$\text{CH}_3\text{CONH}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CN} + \text{H}_2\text{O}$	Если нагревать амид в присутствии P_2O_5 , то он превращается в нитрил
Взаимодействие с азотистой кислотой	$\text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Амиды (аналогично первичным аминам) взаимодействуют с азотистой кислотой, в результате чего выделяется азот
Взаимодействие с пятихлористым фосфором PCl_5	$\text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{CH}_3\text{CCl}_2\text{NH}_2 + \text{POCl}_3$	При действии пятихлористого фосфора PCl_5 на амиды получаются хлорамины, которые легко разлагаются на соляную кислоту и имидхлориды



Молекулы карбоновых кислот содержат одну или несколько карбоксильных групп — COOH . Кислые свойства объясняются тем, что данная группа может сравнительно легко отщеплять протон.



Муравьиная кислота является наиболее сильной среди предельных одноосновных карбоновых кислот. Двухосновные насыщенные (предельные) кислоты сильнее, чем одноосновные.

СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения сложных эфиров	
Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{C}_2\text{H}_5-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие ангидридов карбоновых кислот со спиртами	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O} \\ \text{O}=\text{C}-\text{CH}_3 \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{CH}_3\text{COOH}$
Взаимодействие хлорангидридов со спиртами	$\text{CH}_3-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{Cl} \end{array} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{HCl}$
Взаимодействие хлорангидридов с алкоголями	$\text{CH}_3-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{Cl} \end{array} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{NaCl}$
Взаимодействие солей карбоновых кислот с галогеналканами	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{NaCl}$

Название процесса		Химическая реакция и условия её протекания	
Химические свойства сложных эфиров			
Гидролиз	Кислотный	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	
	Щелочной	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}^-\text{Na}^+ \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	
Образование амидов	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$		



Молекулы сложных эфиров образуются в результате взаимодействия спиртов с органическими и неорганическими кислотосодержащими кислотами.



Сложные эфиры применяются в качестве растворителей (этилацетат $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$), ароматизаторов, а также для производства инсектицидов, гербицидов, смазок, пропиток для кожи и бумаги, моющих средств, глицерина, нитроглицерина, олиф, масляных красок, синтетических волокон и смол, полимеров, оргстекла, пластификаторов, реагентов для обогащения руд.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОВ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания	
Моносахариды: глюкоза, фруктоза, рибоза, дезоксирибоза		
Реакция «серебряного зеркала» (только альдозы — глюкоза, рибоза, дезоксирибоза)	O C H HC-OH HO-CH HC-OH HC-OH H₂C-OH + 2[Ag(NH₃)₂]OH → O C ONH₄ HC-OH HO-CH HC-OH HC-OH H₂C-OH + 2Ag↓ + 3NH₃	
	Без нагревания	Качественная реакция — образование ярко-синего комплекса сложного строения
	При нагревании (только альдозы — глюкоза, рибоза, дезоксирибоза)	O C H HC-OH HO-CH HC-OH HC-OH H₂C-OH + 2Cu(OH)₂ → O C OH HC-OH HO-CH HC-OH HC-OH H₂C-OH + Cu₂O + H₂O

8	Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания	
Моносахариды: глюкоза, фруктоза, рибоза, дезоксирибоза			
Восстановление альдегидной группы	O C H HC OH HO CH HC OH HC OH H2C OH + H2 → H2C OH HC OH HC OH HC OH H2C OH		
Брожение глюкозы	Спиртовое	C6H12O6 (дрожжи) → 2C2H5OH + 2CO2	
	Молочнокислое	C6H12O6 (молочнокислые бактерии) → 2CH3-CH(OH)-COOH	
	Маслянокислое	C6H12O6 (маслянокислые бактерии) → C3H7COOH + 2CO2 + 2H2	
Дисахариды: сахароза, лактоза, мальтоза			
Гидролиз	CHO HC OH HO CH HC OH HC OH H2C OH C12H22O11 → CH2OH C=O HO CH HC OH HC OH H2C OH + HO CH HC OH HC OH H2C OH		

Реакция «серебряного зеркала» (только восстанавливающие дисахариды — мальтоза, лактоза)	Образование тонкого налёта серебра на стенках реакционного сосуда
Полисахариды: крахмал, целлюлоза	
Гидролиз	$(C_6H_{10}O_5)_n + (n - 1)H_2O \rightarrow n$ $ \begin{array}{c} \text{CHO} \\ \\ \text{HC-OH} \\ \\ \text{HO-CH} \\ \\ \text{HC-OH} \\ \\ \text{HC-OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C-OH} \end{array} $
Ацилирование целлюлозы (используется для получения ацетатного волокна)	$(C_6H_{10}O_5)_n + \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}(=\text{O}) \\ \\ \text{O} \end{array} \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OCOCH}_3 \\ \\ \text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{OCOCH}_3 \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{OCOCH}_3 \end{array} \right]_n$

АМИНЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения аминов	
Взаимодействие аммиака с галогеналканами	$\text{CH}_3\text{Cl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 + 2\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{N}}} + \text{NH}_4\text{Cl}$
Взаимодействие аммиака со спиртами	$\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{N}}} + \text{H}_2\text{O}$
Восстановление нитросоединений	$\text{CH}_3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Восстановление амидов и нитрилов	$\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{NH}_2}{\text{C}}} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{N} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$

Взаимодействие солей аминов со щелочами	$[\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Декарбоксилирование солей аминокислот	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ONa}}{\text{C}}} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
Химические свойства аминов	
Взаимодействие с водой	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3\text{OH}$
Взаимодействие с неорганическими кислотами (кроме азотистой)	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Cl}$ $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2\text{CH}_3]\text{Cl}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{N}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{HCl} \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]^+ \text{Cl}^-$
Взаимодействие с азотистой кислотой	$\text{CH}_3-\text{NH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{OH} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{CH}_3)_2-\text{NH} + \text{HNO}_2 \rightarrow (\text{CH}_3)_2-\text{N}-\text{N}=\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с органическими кислотами	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{CONHCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CONHCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства аминов	
Взаимодействие с солями	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 + [\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Cl}$ $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3]\text{Br} + \text{Zn(OH)}_2$
Взаимодействие с хлорангидридами и ангидридами	Ацетилхлорид $2\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}_2 + \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{Cl}}{\parallel}}{\text{C}} \rightarrow \text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 + [\text{CH}_3-\text{NH}_3]^+\text{Cl}^-$ Метиламин N-метилацетамид Уксусный ангидрид $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3-\ddot{\text{N}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{CH}_3-\text{COOH}$ Диметиламин N, N-диметилацетамид
Горение	$4\text{CH}_3\text{NH}_2 + 9\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$

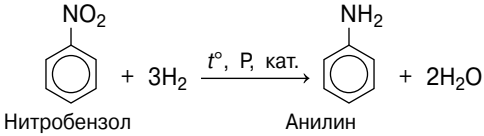
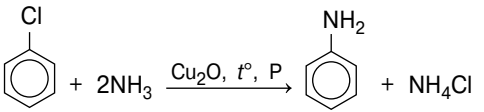
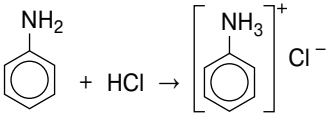
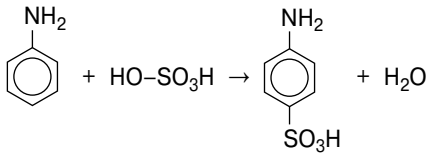


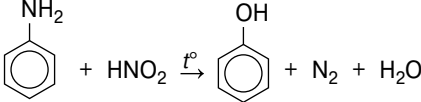
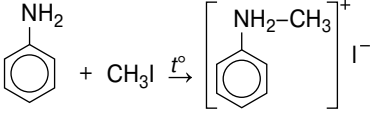
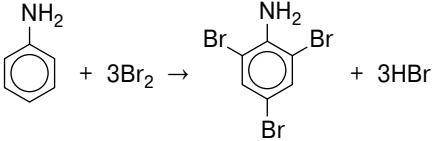
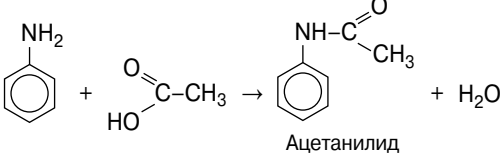
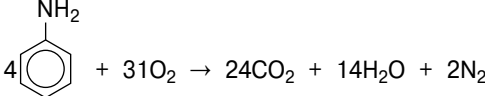
В молекулах аминов (производных аммиака NH_3) присутствует от одного до трёх атомов водорода H , которые замещены на алифатический или ароматический остаток углеводорода.



Анилин используют в производстве высокомолекулярных соединений (полиуретанов и синтетических каучуков), красителей, взрывчатых веществ, лекарственных (сульфаниламидных) средств. Триэтиламин $N(C_2H_5)_3$ применяют в качестве ракетного топлива.

АНИЛИН

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения анилина	
Восстановление нитробензола	 Нитробензол Анилин
Взаимодействие аммиака и ароматических галогенпроизводных	
Химические свойства анилина	
Взаимодействие с кислотами	
Сульфирование	

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Химические свойства анилина	
Взаимодействие с азотистой кислотой	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{HNO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с галогеналканами	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{I} \xrightarrow{t^\circ} \left[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2\text{CH}_3 \right]^+ \text{I}^-$
Взаимодействие с бромной водой	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{NH}_2 + 3\text{HBr}$ 2,4,6-триброманилин
Образование амидов	 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NHCOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Ацетанилид
Горение	 $4\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 31\text{O}_2 \rightarrow 24\text{CO}_2 + 14\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$

АМИНОКИСЛОТЫ

Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания
Способы получения аминокислот	
Гидролиз белков	$ \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \quad \parallel \quad \quad \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{N}-\text{CH}-\text{C} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \quad \quad \text{CH}_2 \quad \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \quad \\ \quad \quad \text{OH} \quad \quad \text{SH} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow $ Трипептид $ \rightarrow \text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{NH}_2-\underset{\substack{ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{OH}}}{\text{CH}}-\text{COOH} + \text{NH}_2-\underset{\substack{ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{SH}}}{\text{CH}}-\text{COOH} $ Глицин Серин Цистеин
Получение из галогензамещённых кислот	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{COOH} \\ \\ \text{Cl} \end{array} + \text{NH}_3 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{NH}_4\text{Cl} $
Химические свойства аминокислот	
Взаимодействие с кислотами	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_3]\text{Cl}$
Взаимодействие с азотистой кислотой	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{OH} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основаниями	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

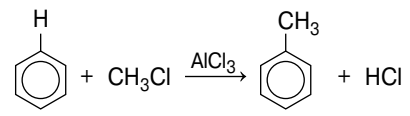
Название процесса	Химическая реакция и условия её протекания	
Химические свойства аминокислот		
Взаимодействие аминокислот друг с другом	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{H}_2\text{N}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{COOH} \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H} \quad \text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие со спиртами	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с галогеналканами	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow [\text{CH}_3-\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}]\text{Cl}$	
Качественные реакции	Ксантопротеиновая реакция — ярко-жёлтое окрашивание	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{N}-\text{CH}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}- \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{N}-\text{CH}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}- \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\ \\ \text{NO}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
	Биуретовая реакция — синий раствор	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C=O} \\ \\ \text{N-H} \end{array} + \begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{H-N} \\ \quad \\ \text{HO} \quad \text{O=C} \end{array} \text{Cu} \xrightarrow{-\text{H}_2\text{O}} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{C=O} \quad \text{O=C} \\ \quad \\ \text{N} \quad \text{N} \end{array} \text{Cu}$
	Цистеиновая реакция — чёрный осадок	$\text{Белок} + \text{NaOH} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{PbS}\downarrow + \dots$

ИМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ



В органической химии огромное число реакций было названо в честь исследователей, которые их открыли. Часто в названии реакции фигурируют имена нескольких учёных: это могут быть авторы первой публикации, первооткрыватель и исследователь реакции или учёные, одновременно опубликовавшие результаты новой реакции.

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Реакция Вюрца	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2\text{NaBr}$	Действие металлического натрия на моногалогенпроизводные углеводородов приводит к удлинению углеродного скелета
Реакция Вюрца — Фиттига	$\text{CH}_3\text{Br} + 2\text{Na} + \text{C}_6\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 2\text{NaBr}$	В результате реакции образуются гомологи бензола
Реакция Дюма	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3$	Декарбоксилирование карбоновых кислот — сплавление со щелочами
Реакция Кольбе	$\text{CH}_3\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2 + \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{NaOH}$	Электролиз растворов солей карбоновых кислот с удвоением радикала
Синтез Густавсона	$\text{CH}_2\text{Cl}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + $ 	Отщепление двух атомов галогена от дигалогеналкана

Название процесса	Химическая реакция	Комментарий
Синтез Лебедева	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	Получение бутадиена из этанола
Реакция Коновалова	$\text{CH}_3-\text{CH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2-\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Нитрование алканов разбавленной азотной кислотой
Реакция Вагнера	$3\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 3\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$	Реакция с холодным водным раствором перманганата калия — мягкое окисление алкенов
Реакция Кучерова	$\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	Гидратация алкинов, из ацетилена образуется альдегид, из остальных алкинов — кетоны
Реакция Зелинского	$3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$	Тримеризация ацетилена над активированным углём приводит к образованию бензола
Реакция Зинина	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 3\text{S} + 6\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	Восстановление нитросоединений в растворе в щелочной или нейтральной среде
Реакция Фриделя — Крафта		Алкилирование и ацилирование аренов и их производных в присутствии безводного хлорида алюминия

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Реактивы	Химические реакции	Признаки протекания реакции
H⁺ 1) Лакмус. 2) Метилоранж	Нет реакции	1) Красное окрашивание. 2) Розовое окрашивание
K⁺ Пламя	Нет реакции	Фиолетовое окрашивание
Na⁺ Пламя	Нет реакции	Жёлтое окрашивание
Li⁺ 1) Пламя. 2) PO_4^{3-} . 3) F^- . 4) CO_3^{2-}	1) Нет реакции. 2) $3\text{Li}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow$ 3) $\text{Li}^+ + \text{F}^- \rightarrow \text{LiF}\downarrow$ 4) $2\text{Li}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow$	1) Малиновое окрашивание. 2) Белый осадок. 3) Белый осадок. 4) Белый осадок
Rb⁺ Пламя	Нет реакции	Розово-фиолетовое окрашивание
Cs⁺ Пламя	Нет реакции	Розоватое окрашивание
Be²⁺ OH^-	$\text{Be}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	Образование белого осадка, растворимого в кислотах, а также в избытке щёлочи
Ba²⁺ 1) Растворимые сульфаты, серная кислота. 2) Пламя. 3) CrO_4^{2-}	1) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$ 2) Нет реакции. 3) $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4\downarrow$	1) Белый мелкокристаллический осадок BaSO_4 , нерастворимый в воде и кислотах. 2) Жёлто-зелёное окрашивание. 3) Жёлтый осадок

Реактивы		Химические реакции	Признаки протекания реакции
Mg²⁺	1) OH ⁻ . 2) CO ₃ ²⁻	1) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$ 2) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MgCO}_3\downarrow$ $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2\downarrow$	1) Белый осадок, растворимый в кислотах и нерастворимый в щелочах. 2) Белый осадок, растворимый в сильных кислотах и в избытке углекислого газа
Ca²⁺	1) Пламя. 2) Растворы карбонатов CO ₃ ²⁻	1) Нет реакции. 2) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$ $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2\downarrow$	1) Кирпично-красное окрашивание. 2) Белый осадок, растворимый в сильных кислотах и в избытке углекислого газа
Sr²⁺	1) Пламя. 2) Растворимые сульфаты, серная кислота	1) Нет реакции. 2) $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow$	1) Карминово-красное окрашивание пламени. 2) Белый осадок SrSO ₄ , нерастворимый в воде и кислотах
Cr³⁺	Щёлочь, OH ⁻	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	Серо-зелёный осадок, растворимый в кислоте и избытке щёлочи
NH₄⁺	Щёлочь, OH ⁻	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выделение газа с резким запахом, который окрашивает влажную лакмусовую бумагу в синий цвет

Ag⁺	1) Cl ⁻ . 2) OH ⁻ . 3) Br ⁻ . 4) I ⁻ . 5) S ²⁻ . 6) PO ₄ ³⁻ . 7) Cr ₂ O ₇ ²⁻	1) Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl↓ 2) 2Ag ⁺ + 2OH ⁻ → Ag ₂ O↓ + H ₂ O 3) Ag ⁺ + Br ⁻ → AgBr↓ 4) Ag ⁺ + I ⁻ → AgI↓ 5) Ag ⁺ + S ²⁻ → Ag ₂ S↓ 6) Ag ⁺ + PO ₄ ³⁻ → Ag ₃ PO ₄ ↓ 7) Ag ⁺ + Cr ₂ O ₇ ²⁻ → Ag ₂ Cr ₂ O ₇ ↓	1) Белый творожистый осадок. 2) Коричневый осадок. 3) Желтовато-белый осадок. 4) Жёлтый осадок. 5) Чёрный осадок. 6) Ярко-жёлтый осадок. 7) Красный кристаллический осадок
Cu²⁺	1) Пламя. 2) Вода H ₂ O. 3) Щёлочь, OH ⁻ . 4) S ²⁻ . 5) NH ₃	1) Нет реакции. 2) Нет реакции. 3) Cu ²⁺ + 2OH ⁻ → Cu(OH) ₂ ↓ 4) Cu ²⁺ + S ²⁻ → CuS↓ 5) Cu ²⁺ + 4NH ₃ → [Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	1) Зелёное окрашивание. 2) Гидратированные ионы Cu ²⁺ имеют голубую окраску. 3) Синий студенистый осадок, чернеющий при нагревании (CuO — чёрный). 4) Чёрный осадок. 5) Ярко-синий раствор комплекса
Al³⁺	Щёлочь, OH ⁻	Al ³⁺ + 3OH ⁻ → Al(OH) ₃ ↓ Al(OH) ₃ + 3OH ⁻ → [Al(OH) ₆] ³⁻	Желеобразный осадок белого цвета, растворяется в избытке раствора щёлочи
Zn²⁺	1) Щёлочь, OH ⁻ . 2) S ²⁻	1) Zn ²⁺ + 2OH ⁻ → Zn(OH) ₂ ↓ Zn(OH) ₂ + 2OH ⁻ → [Zn(OH) ₄] ²⁻ 2) Zn ²⁺ + S ²⁻ → ZnS↓	1) Белый осадок, растворимый в избытке щёлочи. 2) Белый осадок

Реактивы	Химические реакции	Признаки протекания реакции
Fe³⁺ 1) Роданид аммония NH ₄ SCN, SCN ⁻ . 2) Гексацианоферрат(II) калия (жёлтая кровяная соль) K ₄ [Fe(CN) ₆]. 3) Щёлочь, OH ⁻	1) $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3\downarrow$ 2) $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3\downarrow$ 3) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	1) Кроваво-красный осадок. 2) Тёмно-синий осадок (берлинская лазурь, турнбулева синь). 3) Бурый осадок
Fe²⁺ 1) Щёлочь, OH ⁻ . 2) Гексацианоферрат(III) калия (красная кровяная соль) K ₃ [Fe(CN) ₆]. 3) S ²⁻	1) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ 2) $\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2\downarrow$ 3) $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS}\downarrow$	1) Белый осадок, который зеленеет на воздухе, а затем становится бурым. 2) Синий осадок (берлинская лазурь, турнбулева синь). 3) Чёрный осадок
Pb²⁺ 1) I ⁻ . 2) S ²⁻	1) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2\downarrow$ 2) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}\downarrow$	1) Ярко-жёлтый кристаллический осадок, растворяется в воде при нагревании, при охлаждении вновь выпадает в виде золотистых чешуек. 2) Чёрный осадок
Mn²⁺ 1) OH ⁻ . 2) S ²⁻	1) $\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{MnS}\downarrow$	1) Белый осадок, темнеющий на воздухе. 2) Телесный осадок

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Реактивы	Химические реакции	Признаки протекания реакции
OH⁻ 1) Лакмус. 2) Метилоранж. 3) Фенолфталеин	Нет реакции	1) Синее окрашивание. 2) Жёлтое окрашивание. 3) Малиновое окрашивание
Cl⁻ Br⁻ I⁻ Нитрат серебра, Ag ⁺	$Ag^+ + X^- \rightarrow AgX\downarrow$ (X → Cl, Br, I)	AgCl — белый творожистый осадок. AgBr — желтовато-белый творожистый осадок. AgI — жёлтый творожистый осадок
I⁻ Pb ²⁺	$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$	Жёлтый кристаллический осадок, растворяется в воде при нагревании, при охлаждении вновь выпадает в виде золотистых чешуек
F⁻ Ca ²⁺	$Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2\downarrow$	Белый осадок
SO₄²⁻ 1) Растворимые соли бария, Ba ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ . 2) Pb ²⁺	1) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$ 2) $Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\downarrow$	1) Белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах. 2) Белый осадок
NO₃²⁻ FeSO ₄ , H ₂ SO ₄	$4Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O + 2NaNO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2[Fe(NO)]SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 4(NH_4)_2SO_4 + 26H_2O$	«Бурое кольцо» на поверхности раствора

Реактивы	Химические реакции	Признаки протекания реакции
NO₃⁻ H ₂ SO ₄ (конц.) и Cu, нагреть	$\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выделение бурого газа, голубое окрашивание раствора
PO₄³⁻ 1) Нитрат серебра, Ag ⁺ . 2) Ca ²⁺ . 3) PO ₄ ³⁻ . 4) (NH ₄) ₂ MoO ₄	1) $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ 2) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$ 3) $3\text{Li}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow$ 4) $12(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + 21\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}\downarrow + 21\text{NH}_4\text{NO}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$	1) Ярко-жёлтый осадок, растворимый в азотной кислоте. 2) Белый осадок. 3) Белый осадок. 4) Жёлтый осадок
S²⁻ 1) Zn ²⁺ . 2) Ag ⁺ . 3) Cu ²⁺ . 4) Hg ²⁺ . 5) Pb ²⁺ . 6) Сильные кислоты, H ⁺	1) $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}\downarrow$ 2) $\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}\downarrow$ 3) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}\downarrow$ 4) $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS}\downarrow$ 5) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}\downarrow$ 6) $\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$	1) Белый осадок. 2) Чёрный осадок. 3) Чёрный осадок. 4) Чёрный осадок. 5) Чёрный осадок. 6) Газ с запахом тухлых яиц
CO₃²⁻ 1) Кислоты, H ⁺ . 2) Ca ²⁺	1) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$	1) Бурное выделение газа без запаха при действии сильных кислот, который вызывает помутнение известковой воды. 2) Выпадение белого осадка, растворимого в кислотах

SO₃²⁻	1) H ⁺ . 2) Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	1) SO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ → SO ₂ ↑ + H ₂ O 2) SO ₃ ²⁻ + Ca ²⁺ → CaSO ₃ ↓ (SrSO ₃ , BaSO ₃)	1) Газ с резким запахом. 2) Белый осадок
CrO₄²⁻	1) Ba ²⁺ . 2) H ⁺	1) Ba ²⁺ + CrO ₄ ²⁻ → BaCrO ₄ ↓ 2) 2CrO ₄ ²⁻ + 2H ⁺ → Cr ₂ O ₇ ²⁻ + H ₂ O	1) Жёлтый осадок. 2) Раствор ярко-оранжевого цвета
SiO₃²⁻	1) H ⁺ (H ₃ O ⁺). 2) Ca ²⁺	1) SiO ₃ ²⁻ + H ₃ O ⁺ → SiO ₂ · nH ₂ O↓ 2) SiO ₃ ²⁻ + Ca ²⁺ → CaSiO ₃ ↓	1) Гелеобразный осадок переменного состава SiO ₂ · nH ₂ O. 2) Белый осадок
Cr₂O₇²⁻	1) Ag ⁺ . 2) OH ⁻	1) 2Ag ⁺ + Cr ₂ O ₇ ²⁻ → Ag ₂ Cr ₂ O ₇ ↓ 2) Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 2OH ⁻ → 2CrO ₄ ²⁻ + H ₂ O	1) Оранжевый осадок. 2) Раствор жёлтого цвета
MnO₄⁻	Окислительно-восстановительные реакции. Среда: 1) OH ⁻ . 2) H ₂ O. 3) H ⁺	1) MnO ₄ ⁻ → MnO ₄ ²⁻ 2) MnO ₄ ⁻ → MnO ₂ ↓ 3) MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺	1) Раствор зелёного цвета. 2) Бурый осадок. 3) Бесцветный раствор
CH₃COO⁻	1) H ⁺ . 2) Fe ³⁺	1) CH ₃ COO ⁻ + H ⁺ → CH ₃ COOH 2) 3CH ₃ COONa + FeCl ₃ + 2H ₂ O → → CH ₃ COOFe(OH) ₂ + 3NaCl + + 2CH ₃ COOH	1) Резкий запах уксуса. 2) Раствор основных солей красного цвета

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

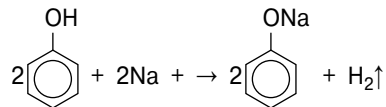
Реактив и химическая реакция	Признаки протекания реакции
Алканы	
Пламя. Нет реакции	Синий цвет пламени
Циклоалканы	
Раствор Br_2 (бромная вода). $\triangle + \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{Br} \quad \quad \text{Br} \end{array}$	Обесцвечивание коричневого раствора
Алкены	
Раствор KMnO_4 . $3\text{CH}_2=\text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} 3\text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} + 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2\downarrow$	Обесцвечивание фиолетового раствора KMnO_4 и выпадение бурого осадка MnO_2
Раствор Br_2 (бромная вода). $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{Br} \quad \quad \text{Br} \end{array}$	Обесцвечивание коричневого раствора
Алкины	
Раствор Br_2 (бромная вода). $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr}_2 - \text{CHBr}_2$	Обесцвечивание коричневого раствора

Алкины	
Аммиачный раствор оксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (только для терминальных алкинов). $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{AgC}\equiv\text{CAg}\downarrow + 4\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Образование светлого осадка
Раствор KMnO_4. $3\text{CH}\equiv\text{CH} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 3\text{KOOC-COOK} + 8\text{MnO}_2\downarrow + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$	Обесцвечивание фиолетового раствора KMnO_4 и выпадение бурого осадка MnO_2
Аммиачный раствор хлорида меди(I) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (только для терминальных алкинов). $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CCu}\downarrow + \text{NH}_3\uparrow + \text{NH}_4\text{Cl}$	Образование красного осадка
Бензол	
Нитрующая смесь $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Образование тяжёлой жидкости светложёлтого цвета с запахом горького миндаля
Толуол	
Водный раствор KMnO_4. $5\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + 6\text{KMnO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH}) + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 14\text{H}_2\text{O}$	Обесцвечивание фиолетового раствора KMnO_4

Реактив и химическая реакция	Признаки протекания реакции
Алкадиены	
Раствор Br_2 (бромная вода). $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \qquad \qquad \\ \text{Br} \qquad \qquad \text{Br} \end{array}$	Обесцвечивание коричневого раствора
Одноатомные спирты	
CuO (при нагревании). $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$	Выделение металлической меди, специфический запах ацетальдегида. Изменение окраски осадка с чёрной (CuO) на красную (Cu)
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4. $3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O}$	Изменение оранжевой окраски раствора на зелёную
Иодоформная проба (качественная реакция на этанол): раствор люголя + щёлочь (I_2 + раствор NaOH). $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 4\text{I}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow \text{CHI}_3\downarrow + \text{HCOONa} + 5\text{NaI} + 5\text{H}_2\text{O}$	Образование мелкокристаллического осадка светло-жёлтого цвета со специфическим запахом
Многоатомные спирты	
$\text{Cu}(\text{OH})_2$. $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ 2\text{CH}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \qquad \text{O}-\text{CH}_2 \\ \qquad \diagup \qquad \diagdown \qquad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O} \qquad \text{Cu} \qquad \text{O}-\text{CH} \\ \qquad \diagdown \qquad \diagup \qquad \\ \text{HC}-\text{O} \qquad \text{H} \qquad \text{O}-\text{CH} \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \qquad \text{HO}-\text{CH}_2 \end{array} + 2\text{H}_2\text{O}$	Образование ярко-синего раствора

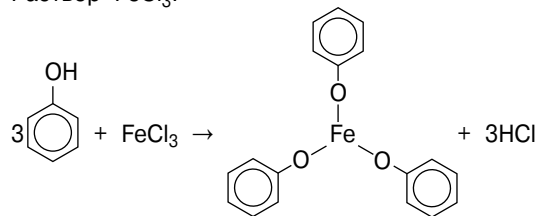
Фенол

Металлический Na.



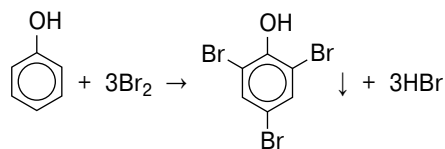
Выделение пузырьков газа

Раствор FeCl_3 .



Фиолетовое окрашивание раствора

Раствор Br_2 (бромная вода).



Обесцвечивание бромной воды и образование белого осадка

Карбоновые кислоты

Лакмус. $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

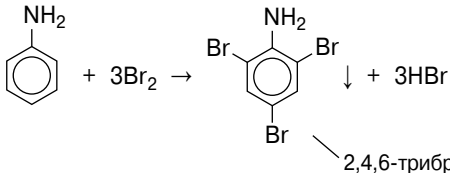
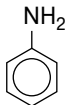
Лакмус окрашивается в красный цвет

Раствор Na_2CO_3 . $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Выделение пузырьков газа

Реактив и химическая реакция	Признаки протекания реакции
Альдегиды	
Аммиачный раствор оксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (реактив Толленса). $\text{CH}_3\text{-CHO} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COONH}_4 + 2\text{Ag}\downarrow + 3\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Образование блестящего налета Ag («серебряное зеркало») на стенках сосудов
Свежеосаждённый $\text{Cu}(\text{OH})_2$. $\text{CH}_3\text{-CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Образование красно-коричневого осадка
Муравьиная кислота HCOOH	
Свежеосаждённый $\text{Cu}(\text{OH})_2$. $\text{HCOOH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	Образование кирпично-красного осадка
Аммиачный раствор оксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. $\text{HCOOH} + 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3\uparrow + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Образование блестящего налета Ag («серебряное зеркало») на стенках сосудов
Олеиновая кислота	
Раствор KMnO_4 . $3\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH} + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow 3\text{C}_8\text{H}_{17}\text{-}\underset{\text{OH}}{\underset{\text{OH}}{\text{CH}}}\text{-}\underset{\text{OH}}{\text{CH}}(\text{OH})\text{-(CH}_2)_7\text{-}\underset{\text{OH}}{\text{C}}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \end{smallmatrix} + 2\text{MnO}_2\downarrow + 2\text{KOH}$	Обесцвечивание фиолетового раствора, выпадение коричневого осадка

Раствор Br₂ (бромная вода). $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_8\text{H}_{17}-\underset{\text{Br}}{\underset{ }{\text{CH}}}-\underset{\text{Br}}{\underset{ }{\text{CH}}}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$	Обесцвечивание коричневого раствора
Раствор щёлочи KOH. $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH} + \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$	Растворение кислоты
Растворимые соли высших карбоновых кислот (мыла)	
H₂O (гидролиз) + фенолфталеин. $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}\downarrow + \text{NaOH}$	Окрашивание индикатора в малиновый цвет
Насыщенный раствор соли Ca²⁺ или Mg²⁺. $2\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{CaCl}_2 \rightarrow (\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2\text{Ca}\downarrow + 2\text{NaCl}$	Образование белого осадка
Концентрированная неорганическая кислота. $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}\downarrow + \text{NaCl}$	Образование хлопьевидного белого осадка
Алкилгалогениды	
Медную проволоку, смоченную в пробе вещества, вносят в пламя спиртовки. Нет реакции	Пламя приобретает зелёную окраску (проба Бейльштейна)
Амины	
Лакмус. $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	Окрашивание индикатора в синий цвет

Реактив и химическая реакция	Признаки протекания реакции
Амины	
Азотистая кислота. 1) Первичные амины: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$ 2) Вторичные амины: $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 + \text{HNO}_2 \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{N-N=O} + \text{H}_2\text{O}.$ 3) Третичные амины: $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{HNO}_2 \rightarrow$	1) Выделение пузырьков газа. 2) Образование жёлтого масляного раствора с характерным запахом. 3) Признаков протекания реакции нет
Анилин	
Раствор Br_2 (бромная вода).  2,4,6-триброманилин	Выпадение белого осадка
Раствор хлорной извести.  $+ \text{CaOCl}_2 \rightarrow$ соединение фиолетового цвета	Окрашивание раствора в фиолетовый цвет

Углеводы: крахмал (C₆H₁₀O₅)_n

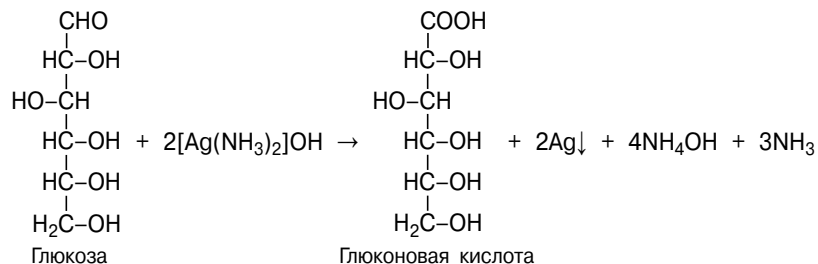
Раствор I₂.

(C₆H₁₀O₅)_n + I₂ → комплексное соединение тёмно-фиолетового цвета

Тёмно-фиолетовое окрашивание (при нагревании окрашивание исчезает, при охлаждении вновь появляется)

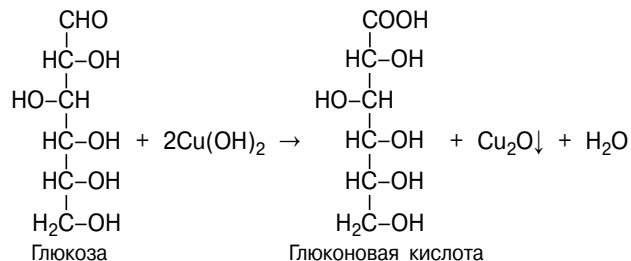
Углеводы: глюкоза C₆H₁₂O₆

Аммиачный раствор оксида серебра Ag₂O.



Образование блестящего налета Ag («серебряное зеркало») на стенках сосудов

Cu(OH)₂ в щелочной среде при нагревании.



Образование кирпично-красного осадка

Реактив и химическая реакция	Признаки протекания реакции
Углеводы: глюкоза $C_6H_{12}O_6$	
$Cu(OH)_2$ на холоду. $\begin{array}{c} CHO \\ \\ HC-OH \\ \\ HO-CH \\ \\ HC-OH \\ \\ HC-OH \\ \\ H_2C-OH \\ \text{Глюкоза} \end{array}$ $+ Cu(OH)_2 \rightarrow$ $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ C_6H_{10}O_4 \quad Cu \quad C_6H_{10}O_4 \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \\ \text{H} \quad \text{Глюконат меди(II)} \\ \text{(тёмно-синий раствор)} \end{array}$ $+ H_2O$	Образование ярко-синего раствора
Углеводы: сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$	
$Cu(OH)_2$. $\begin{array}{c} \boxed{OH} \quad \boxed{HO} \\ \diagdown \quad \diagup \\ C_{12}H_{20}O_9 \quad Cu \quad C_{12}H_{20}O_9 \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \\ OH \quad \boxed{OH} \quad \boxed{HO} \\ \text{Сахароза} \quad \text{Гидроксид меди(II)} \end{array}$ $+ \quad +$ $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ C_{12}H_{20}O_9 \quad Cu \quad C_{12}H_{20}O_9 \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \\ \text{Сахарат меди(II) (раствор ярко-синего цвета)} \end{array}$ $+ H_2O$	Образование ярко-синего раствора

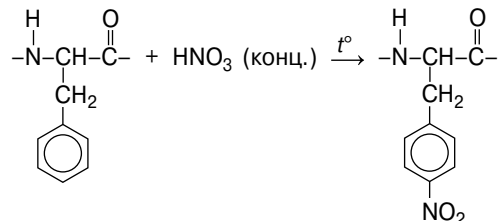
Белки

Пламя.

Реакция горения

Запах палёного (жжёных перьев)

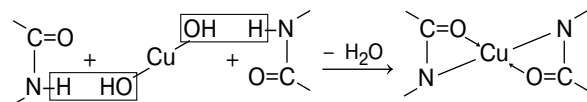
HNO_3 (конц.); t° .



Ксантопротеиновая реакция (на остатки аминокислот, содержащих бензольные кольца)

Жёлтое окрашивание

$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$.



Биуретовая реакция (на пептидные связи)

Сине-фиолетовое окрашивание раствора

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

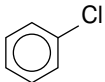
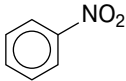
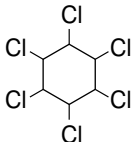
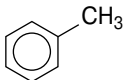
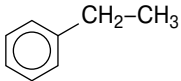
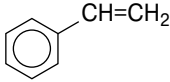
Белок + $\text{NaOH} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{PbS} \downarrow + \dots$

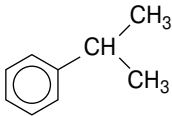
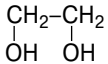
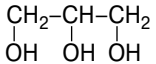
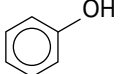
Цистеиновая реакция (на остатки аминокислот, содержащих серу)

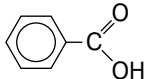
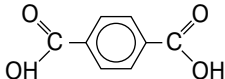
Чёрный осадок

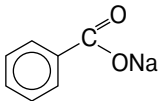
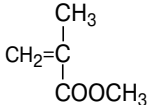
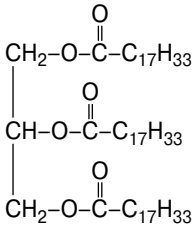
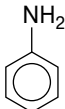
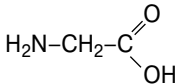
ПРИМЕНЕНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Название вещества	Формула вещества	Область применения
Метан, пропан, бутан и другие углеводороды	CH_4 , C_3H_8 , C_4H_{10}	В качестве топлива, энергетика
Тетрахлорид углерода, дихлорэтан	CCl_4 , $\text{CH}_3\text{-CHCl}_2$	В качестве растворителя
Бутан	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Производство уксусной кислоты
Этилен	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Производство пластмасс, получение высокомолекулярных соединений
Хлорэтилен	$\text{CH}_2=\text{CHCl}$	Получение пластмасс
Пропилен	$\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$	Получение полипропилена, пластмасс, глицерина
Бутадиен-1,3	$\text{CH}_2=\text{CH-CH=CH}_2$	Получение каучуков, пластмасс
Этин (ацетилен)	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	Производство синтетического каучука, сварка и резка металла
Циклогексан		Получение синтетических волокон
Бензол		Производство пластмасс, получение гексахлорана. В качестве растворителя

Хлорбензол		Получение пестицидов
Нитробензол		Получение анилина
Гексахлоран		Борьба с насекомыми
Толуол		В качестве растворителя
Этилбензол		Получение стирола
Стирол		Получение полистирола, производство пластмасс
Бутадиен	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	Производство пластмасс, каучука

Название вещества	Формула вещества	Область применения
Кумол (изопропилбензол)		Получение фенола и ацетона
Изопрен	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$	Получение каучука
Метанол	CH_3OH	Получение формальдегида
Этанол	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Получение антифризов, алкогольных напитков. В качестве горючего, растворителя
Диэтиловый эфир	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$	В качестве растворителя
Этиленгликоль		В качестве антифриза, для получения полиэфиров
Глицерин		Пищевая промышленность. Изготовление косметических средств. Производство динамита
Фенол		Получение пестицидов, производство смол, ДСП
Метаналь	HCON	Получение фенолформальдегидной смолы, формалина

Ацетальдегид	CH_3CONH_2	В качестве растворителя
Ацетон	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	В качестве растворителя
Уксусная кислота	CH_3COOH	Производство волокон. В качестве консерванта в пищевой промышленности
Бензойная кислота		В качестве консерванта в пищевой промышленности
Акриловая кислота	$\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$	Производство полимеров
Лимонная кислота	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{COOH} \\ \\ \text{HO}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$	Пищевая промышленность. Снятие накипи со стенок металлической посуды
Терефталевая кислота		Получение полиэфиров
Адипиновая кислота	$\text{HOOC}(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$	Получение полиамида
Пальмитат (стеарат) натрия	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$ ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$)	Моющее средство
Этилацетат	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$	В качестве растворителя

Название вещества	Формула вещества	Область применения
Бензоат калия		Консервант
Метилметакрилат		Получение органического стекла
Триолеин		Производство маргарина
Анилин		Производство красителей
Глицин		В медицине

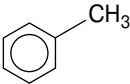
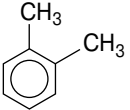
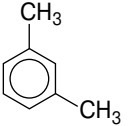
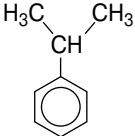
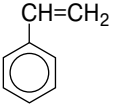
ТРИВИАЛЬНЫЕ НАЗВАНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



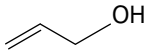
На раннем этапе развития химии органическим соединениям присваивались тривиальные названия, которые не содержали какой-либо информации о составе и строении соединений. В настоящее время тривиальные названия употребляются для некоторых веществ (бензол), а также для целых классов органических соединений (углеводороды, спирты, фенолы, карбоновые кислоты и т. д.).

Углеводороды

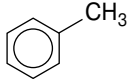
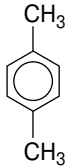
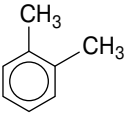
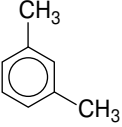
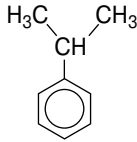
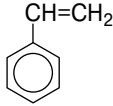
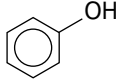
Название вещества	Структурная формула	Систематическое название
Хлороформ	CHCl_3	Трихлорметан
Этилен	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Этен
Пропилен	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	Пропен
Дивинил	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	Бутадиен-1,3
Изопрен	$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2-метилбутадиен-1,3
Ацетилен	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	Этин
Винилацетилен	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$	Бутен-1-ин-3

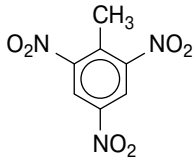
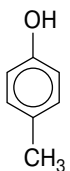
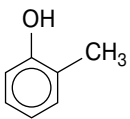
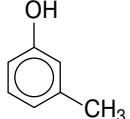
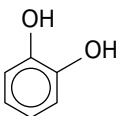
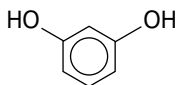
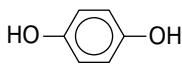
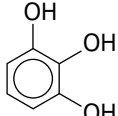
Название вещества	Структурная формула	Систематическое название
Толуол		Метилбензол
Ортоксилол (о-ксилол)		1,2-диметилбензол
Метаксилол (м-ксилол)		1,3-диметилбензол
Параксилол (п-ксилол)		1,4-диметилбензол
Кумол		Изопропилбензол
Стирол, винилбензол		Фенилэтен

Спирты

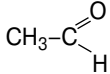
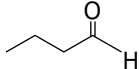
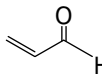
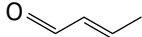
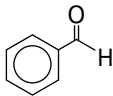
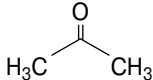
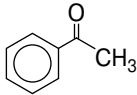
Название вещества	Структурная формула	Систематическое название
Древесный спирт, метиловый спирт	CH_3OH	Метанол
Винный спирт, этиловый спирт	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Этанол
Этиленгликоль	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Этандиол
Глицерин	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{HC}-\text{OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Пропантриол-1,2,3
Аллиловый спирт		Пропен-2-ол-1
Бензиловый спирт (фенилметанол)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ 	Фенилкарбинол
Пропаргиловый спирт	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$	Пропин-2-ол-1
Амиловый спирт	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	Пентанол-1
Трет-бутиловый спирт	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	2-метилпропанол-2

Ароматические углеводороды и фенолы

Название вещества	Структурная формула	Систематическое название
Толуол		Метилбензол
Ксилол	 Пара-  Орто-  Мета-	Диметилбензол
Кумол		Изопропилбензол
Стирол		Этинилбензол
Фенол		Гидроксibenзол

Тротил		2,4,6-тринитротолуол
Крезол	   Пара- Орто- Мета-	Метилфенол
Пирокатехин		1,2-дигидроксibenзол
Резорцин		1,3-дигидроксibenзол
Гидрохинон		1,4-дигидроксibenзол
Пирогаллол		1,2,3-тригидроксibenзол

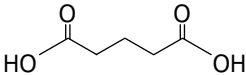
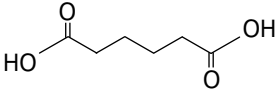
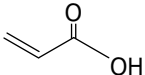
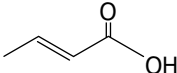
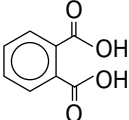
Альдегиды, кетоны

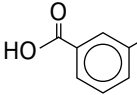
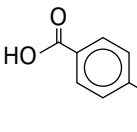
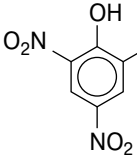
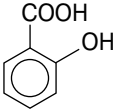
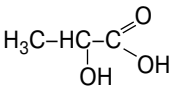
Название вещества	Структурная формула	Систематическое название
Муравьиный альдегид (формальдегид)		Метаналь
Уксусный альдегид (ацетальдегид)		Этаналь
Масляный альдегид		Бутаналь
Акролеин		Пропеналь
Кротоновый альдегид		Бутен-2-аль
Бензойный альдегид		Бензальдегид
Ацетон		Пропанон, диметилкетон
Ацетофенон		Метилфенилкетон

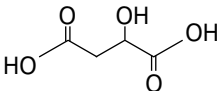
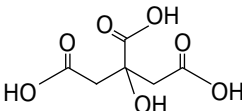
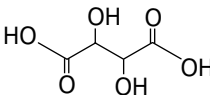
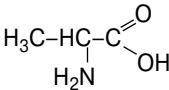
Карбоновые кислоты

Название кислоты	Формула кислоты	Название соли
Предельные монокарбоновые кислоты		
Муравьиная (метановая)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Формиат
Уксусная (этановая)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Ацетат
Пропионовая (пропановая)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Пропионат
Масляная (бутановая)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Бутират
Валериановая (пентановая)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Валерат
Капроновая (гексановая)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Капроат
Высшие монокарбоновые кислоты		
Пальмитиновая (гексадекановая)	$\begin{array}{ccccccccccc} & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{O} \\ & & & & & & & & \parallel \\ \text{H}_2\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{OH} \\ & & & & & & & & \\ & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \text{H}_2 & \end{array} \quad (\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2)$	Пальмитат

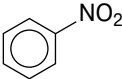
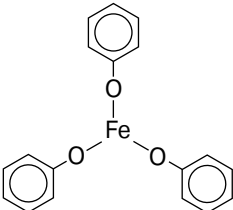
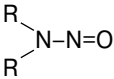
Название кислоты	Формула кислоты	Название соли
Высшие монокарбоновые кислоты		
Стеариновая (октадекановая)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix} \quad (\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2)$	Стеарат
Олеиновая (октадецен-9-овая)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{C}=\text{C}\begin{matrix} \text{H} \\ \parallel \\ \text{H} \end{matrix}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix} (\text{CH}_2)_7 \quad (\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2)$	Олеат
Линолевая (октадекадиен-9,12-овая кислота)	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH} \quad (\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2)$	Линолеат
Линоленовая (октадекатилен-9,12,15-овая)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH} \quad (\text{C}_{18}\text{H}_{30}\text{O}_2)$	Линоленат
Дикарбоновые кислоты		
Щавелевая (этандиовая)	$\text{O}=\text{C}-\text{C}=\text{O} \begin{matrix} \text{HO} \quad \text{OH} \end{matrix}$	Оксалат
Малоновая (пропандиовая, метандикарбоновая)	$\text{HO}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$	Малонат
Янтарная (бутандиовая, этан-1,2-дикарбоновая)	$\text{HO}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$	Сукцинат

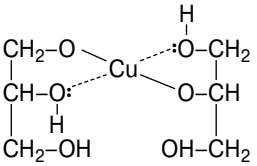
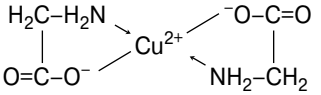
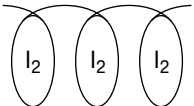
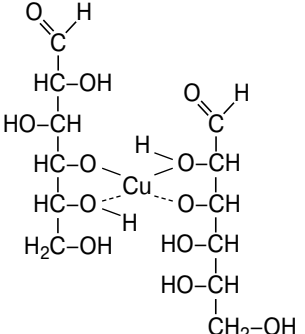
Глутаровая (пентадиовая)		Глутарат
Адипиновая (гександиовая)		Адипинат
Непредельные монокарбоновые кислоты		
Акриловая (пропеновая)	 $C_3H_4O_2$	Акрилат
Метакриловая (2-метилпропеновая)	$CH_2=C(CH_3)-COOH$ ($C_4H_6O_2$)	Метакрилат
Кроотоновая (бутен-2-овая)	 ($C_4H_6O_2$)	Кротонат
Ароматические кислоты		
Бензойная	 ($C_7H_6O_2$)	Бензоат
Фталевая (1,2-бензолдикарбоновая)	 ($C_8H_6O_4$)	Фталат

Название кислоты	Формула кислоты	Название соли
Ароматические кислоты		
Изофталевая (1,3-бензолди- карбоновая)	 $\text{HO-CO-C}_6\text{H}_4\text{-CO-OH}$ ($\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_4$)	Изофталат
Терефталевая (1,4-бензолди- карбоновая)	 $\text{HO-CO-C}_6\text{H}_4\text{-CO-OH}$ ($\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_4$)	Терефталат
Пикриновая (2,4,6-тринитро- фенол)	 $\text{O}_2\text{N-C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{-OH}$ ($\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{OH}$)	Пикрат
Салициловая (2-гидроксiben- зойная)	 $\text{COOH-C}_6\text{H}_4\text{-OH}$	Салицилат
Гидроксикислоты		
Молочная (2-гидроксипропа- новая)	 $\text{H}_3\text{C-CH(OH)-COOH}$	Лактат

Яблочная (оксиянтарная, гидроксибутандиовая)		Малат
Лимонная (2-гидроксипропан-1,2,3-трикарбоновая кислота)		Цитрат
Винная (2,3-дигидроксипропан-2-карбоновая кислота)		Тартрат
Аминокислоты		
Аланин (2-аминопропионовая кислота)		Амиоацетат
Глицин (аминоуксусная кислота)	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	Аминопропионат
Валин (2-амино-3-метилбутановая кислота)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	2-амино-3-метилбутаноат

ЦВЕТА НЕКОТОРЫХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Название	Формула	Цвет
Диацетиленид серебра, пропинид серебра	$\text{AgC}\equiv\text{CAg}$, $\text{CH}_3\text{--C}\equiv\text{CAg}$	Осадок белого цвета
Пропинид меди	$\text{CH}_3\text{--C}\equiv\text{CCu}$	Осадок жёлтого цвета
Диацетиленид меди	$\text{CuC}\equiv\text{CCu}$	Осадок красного цвета
Нитробензол		Тяжёлая жидкость светло-жёлтого цвета с запахом горького миндаля
Фенолят железа		Раствор фиолетового цвета
Триодметан	CHI_3	Осадок светло-жёлтого цвета со специфическим запахом
Основный ацетат железа	$\text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$	Раствор красно-бурого цвета
Диалкилнитрозамины		Жёлто-зелёное окрашивание раствора

Глицерат меди		Ярко-синее окрашивание раствора
Глицинат меди		Сине-фиолетовое окрашивание раствора
Иодкрахмальный комплекс		Синее окрашивание
Глюконат меди		Раствор василькового цвета

Все права защищены. Книга или любая ее часть не может быть скопирована, воспроизведена в электронной или механической форме, в виде фотокопии, записи в память ЭВМ, репродукции или каким-либо иным способом, а также использована в любой информационной системе без получения разрешения от издателя. Копирование, воспроизведение и иное использование книги или ее части без согласия издателя является незаконным и влечет уголовную, административную и гражданскую ответственность.

Справочное издание
анықтамалық баспа
УЧЕБНЫЕ ТАБЛИЦЫ. 5–11 КЛАССЫ
Для среднего и старшего возраста
Орта және аға возраста үшін

Трофимова Алёна Игоревна

ХИМИЯ

(орыс тілінде)

Ответственный редактор А. Жилинская
Ведущий редактор Т. Судакова
Младший редактор Д. Орлова
Художественный редактор А. Лебединская

Во внутреннем оформлении использованы иллюстрации:

© Andres_Aneiros, chromatots, davooda, Leremy, MaxZakhariuk, Milky_way.nn, Nataliia Mach-ula, Pranch, ShannonChocolate, stockakia, Svetlana Parshakova, user friendly, WINS86 / Shutterstock.com

В коллаже на обложке использованы иллюстрации:

© Andreas Prott, New Africa / Shutterstock.com

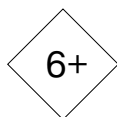
На титуле использована иллюстрация:

© Andreas Prott / Shutterstock.com

Используется по лицензии от Shutterstock.com

Соответствует техническому регламенту ТР ТС 007/2011
КО ТР 007/2011 техникалық регламентіне сәйкес келеді

Страна происхождения: Российская Федерация
Шығарылған елі: Ресей Федерациясы



EAC

ООО «Издательство «Эксмо»

123308, Россия, город Москва, улица Зорге, дом 1, строение 1, этаж 20, каб. 2013.
Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Өндүрүш: «ЭКСМО» АК-С Баспасы

123308, Ресей, қала Мәскеу, Зорге көшесі, 1 үй, 1 ғимарат, 20 қабат, офис 2013 ж.

Тел.: 8 (495) 411-68-86.

Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Тауар белгісі: «Эксмо»

Интернет-магазин: www.book24.ru

Интернет-магазин: www.book24.kz

Интернет-дүкен: www.book24.kz

Импортер в Республику Казахстан: ТОО «РДЦ-Алматы».

Қазақстан Республикасының импортушы: «РДЦ-Алматы» ЖШС.

Дистрибутор и представитель по приему претензий на продукцию,

в Республике Казахстан: ТОО «РДЦ-Алматы».

Қазақстан Республикасында дистрибутор және өне бойынша арыз-талаттарды

қабылдаушының өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС.

Алматы қ., Домбровский көш., 3-а, литер Б, офис 1.

Тел.: 8 (727) 251-59-90/91/92; E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Өнiлең жарнамалық меркeзi шектeмeн.

Сертификация туралы ақпарат: сайтта: www.eksmo.ru/certification

Сведения о подтверждении соответствия издания согласно законодательству РФ
о техническом регулировании можно получить на сайте Издательства «Эксмо»
www.eksmo.ru/certification

Өндiрген мемлекет: Ресей. Сертификация қарастырылған

Дата изготовления / Подписано в печать 24.03.2021. Формат 60х90^{1/16}.

Печать офсетная. Усл. печ. л. 14,0.

Тираж экз. Заказ

■ ЧИТАЙ · ГОРОД

ПРИСОЕДИНЯЙТЕСЬ К НАМ!

ISBN 978-5-04-112305-5



book 24.ru

Официальный
интернет-магазин
издательской группы
“ЭКСМО-АКТ”



eksmo.ru

МЫ В СОЦСЕТЯХ:

[eksmove](https://www.facebook.com/eksmove)
 [eksmove](https://www.whatsapp.com/channel/00251111111111111111)
 [eksmove](https://www.telegram.me/eksmove)
 [eksmove](https://www.instagram.com/eksmove)
 [eksmove](https://www.youtube.com/eksmove)
 [eksmove](https://vk.com/eksmove)



ХИМИЯ

УЧЕБНЫЕ ТАБЛИЦЫ

Основные темы школьного курса химии представлены в виде наглядных таблиц, благодаря чему материал легко усваивается и быстро запоминается.

Удобно использовать:

как краткий конспект по теме

для повторения материала
перед контрольными, ОГЭ и ЕГЭ

для выявления пробелов
в знаниях

ISBN 978-5-04-112305-5



9 785041 123055 >

